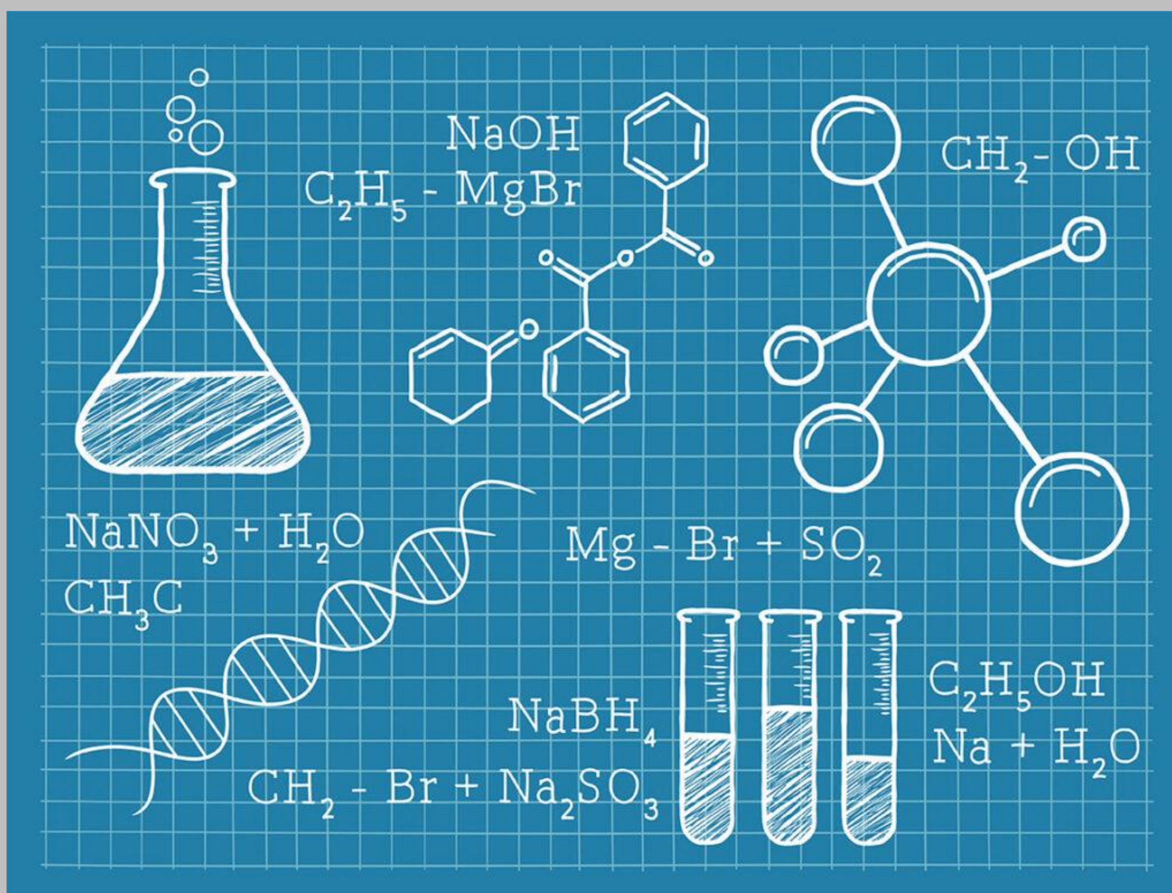


CLUB DE MATEMATICAS Y CIENCIAS

San Dieguito Xochimanca Texcoco México

http://clubdematematcasyciencias.jimdo.com

GUIA DE QUIMICA



ACADEMIA DE EDUCACION



QUIMICA

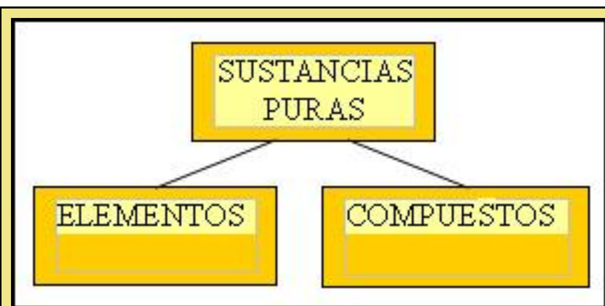
1 TEMAS BASICOS

1.1Sustancias químicas

Una sustancia química es cualquier sustancia con una composición química definida, sin importar su procedencia

1.1.1Sustancias puras: elemento y compuesto

Una sustancia pura es aquella que tiene unas propiedades específicas que la caracterizan y que sirven para diferenciarla de otras sustancias. Las sustancias puras pueden ser elementos o compuestos.



Compuestos químicos. Son sustancias puras que se pueden descomponer en otras más simples por métodos químicos.

Por ejemplo el agua es un compuesto químico que se puede descomponer en dos gases (hidrógeno y oxígeno) al pasar por ella una corriente eléctrica.

Los elementos químicos son sustancias puras que no pueden descomponerse en otras más simples.

Por ejemplo, el oxígeno y el hidrógeno obtenidos al descomponer el agua no se pueden descomponer en ninguna otra sustancia, son elementos químicos

1.1.2Mezclas homogéneas y heterogéneas

- **Homogeneo** : Cuando todos los elementos que forman una agrupación son iguales (una manada de cebras serán todas iguales). No se diferencian unos de otros. En química cuando una sustancia tiene una composición uniforme.

- **Heterogéneo** : Agrupación de elementos desiguales, se pueden diferenciar. En química aquella sustancia en la que se pueden diferenciar las fases o partes que la componen.

Bien ahora que ya tenemos claro las definiciones pasamos a explicar las mezclas homogéneas y heterogéneas. Lo primero de todo saber que **una mezcla es** aquella que está formada por varios componentes, que no pierden sus propiedades y características por el hecho de mezclarse.

- **Mezclas homogeneas** : Aquellas mezclas que sus componentes no se pueden diferenciar a simple vista. Las mezclas homogéneas de líquidos se conocen con el nombre de disoluciones y están constituidas por un soluto y un disolvente, siendo el primero el que se encuentra en menor proporción y además suele ser el líquido. Por ejemplo, el agua mezclada con sales minerales o con azucar, el agua es el disolvente y el azucar el soluto.

- **Mezclas Heterogéneas** : Aquellas mezclas en las que sus componentes se pueden diferenciar a simple vista.

En este dibujo Antonio crea una mezcla heterogénea y Sara una mezcla Homogénea.
Por ejemplo el chocolate es una mezcla homogénea por que aunque parezca un solo producto por la parte de atrás del envoltorio te habrás fijado que vienen los componentes (leche,cacao, grasa, etc), por lo tanto son varios componentes y no se diferencian unos de otros en la mezcla. ¿Qué tipo de mezcla es?

Pues homogénea.

Una roca que tenga varios componentes, como por ejemplo el gneis y además se distingan a simple vista, será heterogénea.

Las técnicas que se utilizan para separar las mezclas son:

Tamización: esta puede ser utilizada para la separación de mezclas sólidas, compuestas con granos de diversos tamaños. Lo que se hace es hacer pasar a la mezcla por varios tamices (tabla con agujeros de pequeño tamaño).

Filtración: esta técnica permite la separación de aquellas mezclas que están compuestas por líquidos y sólidos no solubles, es decir que los sólidos no se disuelven en el líquido. Por ejemplo el azucar se disuelve con el agua, pero si echamos arena esta no se disuelve, es decir no es soluble. Para separar estas mezclas, se utiliza un embudo con un papel de filtro en su interior. Lo que se hace pasar a la mezcla por ellos.

Separación magnética: esta técnica sólo es útil a la hora de separar sustancias con propiedades magnéticas de aquellas que no las poseen. Para esto, se utilizan imanes que atraen a las sustancias magnéticas y así se logra separarlas de las que no lo son.

Decantación: Decantar es dejar reposar la mezcla. Esta técnica sirve para la separación de líquidos que tienen diferentes densidades y no son solubles entre sí. En esta técnica se requiere un embudo de decantación que contiene una llave para la regulación del líquido. Una vez decantada la mezcla (dejar en reposo) el elemento más denso irá al fondo y por medio del embudo de decantación, cuando se abre la llave se permite el paso del líquido más denso hacia un recipiente ubicado en la base, quedando el líquido con menor densidad en la parte de arriba del embudo.

Cristalización y precipitación: esta permite la separación de un soluto sólido de que se encuentra disuelto en un disolvente. Se calienta la disolución para concentrarla, luego se la filtra y se la coloca en un cristalizador hasta que se evapore el líquido, quedando el sólido en forma de cristal.

Destilación: es útil para la separación de líquidos que son solubles entre sí. Lo que se hace es hervirlos y, como esto lo hacen a distintas temperaturas de ebullición, se toman sus vapores por un tubo para luego pasarlo al estado líquido nuevamente. Esto es posible gracias a que hierven en distintos tiempos. Por ejemplo imagenemos agua y sal. El agua hierve a 100ºC, si calentamos la mezcla a esa temperatura lo que se evapora será el agua, la sal no se evaporará (tiene temperatura de ebullición más alta). Si recojemos el vapor tenemos el agua separada de la sal.

Por último tenemos **la Cromatografia**, técnica más compleja y que te la explicamos en este enlaceCromatografia .

1.2Estructura atómica

Átomo

El átomo es la porción más reducida de materia, con propiedades químicas. Esta palabra proviene del griego, y quiere decir no divisible o indivisible, por lo cual antiguamente se lo consideraba una partícula fundamental indestructible; sin embargo, luego se descubrió la posibilidad de separar al átomo en otras partículas, esta vez sí fundamentales.

Núcleo

Es el centro del átomo, es la parte más pequeña del átomo y allí se conservan todas sus propiedades químicas. Casi que toda la masa del átomo reside en el núcleo

Protón

Son uno de los tipos de partículas que se encuentran en el núcleo de un átomo y tienen carga positiva (masa = 1.673 x 10-24 gramos). Fueron descubiertos por Ernest Rutherford entre 1911 y 1919. Como hemos visto en nuestro sección de química, al analizar cada uno de los elementos de la tabla periódica, el número de protones de cada átomo define qué elemento químico es, ésto se conoce como “peso atómico”. Los protones están compuestos de partículas aún más diminutas conocidas como quarks o cuarks.

Electrón
Éstas son las partículas que orbitan alrededor del núcleo de un átomo, tienen carga negativa y son atraídos eléctricamente a los protones de carga positiva (masa = 9.10 x 10-28 gramos).

Neutrón
Los neutrones son partículas ubicadas en el núcleo y tienen una carga neutra (masa = 1.675 x 10-24 gramos). La masa de un neutrón es ligeramente más grande que la de un protón y al igual que éstos, los neutrones también se componen de quarks.

Isótopos
La cantidad de neutrones en un núcleo determina el isótopo de cada elemento. Así por ejemplo el hidrógeno tiene tres isótopos conocidos: protio, deuterio y tritio.

Numero atómico
El **número atómico** (que se identifica con la letra **Z**, por el término alemán *zahl*) indica la cantidad de protones que se encuentra presente en el núcleo de un átomo. Este **número**, por lo tanto, se encarga de definir la **configuración electrónica** del átomo y permite el ordenamiento de los diversos elementos químicos en la **tabla periódica**, que comienza con el hidrógeno (Z=1) y sigue con el helio, el litio, el berilio, el boro, el carbono y el nitrógeno.
El número atómico es el número de cargas positivas elementales, o protones, que transportan los núcleos de todos los isótopos de un elemento dado.

Masa atómica
Se conoce como **masa atómica** a la **masa que posee un átomo mientras éste permanece en reposo**. En otras palabras, puede decirse que la masa atómica es aquella que surge **de la totalidad de masa de los protones y neutrones pertenecientes a un único átomo en estado de reposo**. Dentro del **Sistema Internacional**, la unidad que permite calcularla y reflejarla es la **masa atómica unificada**.
Este defecto de masa, se puede calcular según la siguiente fórmula:

$$\Delta m = [\, Z\, m_p + (A - Z)\, m_n \,] - m$$

Donde Z es el número atómico, A es el número másico, mp es la masa del protón, mn la masa del neutrón y m la masa medida experimentalmente.
Por ejemplo, para el caso del helio, cuyo núcleo está compuesto por dos protones y dos neutrones, y la masa medida experimentalmente corresponde a 4,00151 u, el defecto de masa sería el siguiente:

$$2\, m_p + 2\, m_n = 2 \times 1{,}00728 + 2 \times 1{,}00867 = 4{,}03190 \ \text{u}$$

$$4{,}00151 - 4{,}03190 = -\ 0{,}03039 \ \text{u.}$$

1.3 Tabla periódica

1.3.1 Clasificación de elementos: Metales, no metales y metaloides

A la izquierda, la tabla periódica que separa a los elementos en tres grupos: los metales (que aparecen en color verde), no metales (en color naranja), y los metaloides (en color azul).

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 *La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 +Ac	104 Rf	105 Ha	106 Sg	107 Ns	108 Hs	109 Mt	110 110	111 111	112 112	113 113					
		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu		
		90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr		

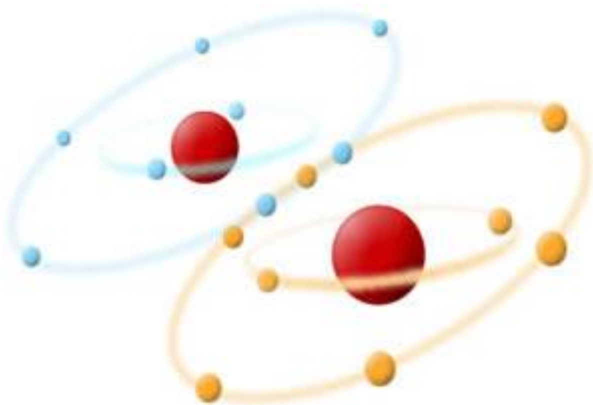
La mayoría de los elementos son **metales**. Generalmente son brillantes, y sólo se derriten a altas temperaturas. Su forma puede cambiar fácilmente y pueden ser convertidos en cables o láminas sin romperse. Los metales se corroen, al igual que el desgaste gradual del hierro. El calor y la electricidad viajan fácilmente a través de los metales ¡razón por la cual no es prudente pararse junto a un poste metálico durante una tempestad!
Los metales se caracterizan por ser buenos conductores de la corriente eléctrica y calor, son dúctiles y maleables, presentan un brillo metálico, todos son sólidos, excepto el mercurio; tienen una alta densidad pero una de sus propiedades más significativas, es que cuando se unen a otros elementos, pierden electrones formando iones positivos.

A la derecha de la Tabla Periódica aparecen los **no metales**, éstos son muy diferentes a los metales. Su superficie es opaca, y son malos conductores de calor y electricidad. En comparación con los metales, son de baja densidad, y se derriten a bajas temperaturas. La forma de los no metales no puede ser alterada fácilmente, ya que tienden a ser frágiles y quebradizos.
Los no metales se caracterizan por ser malos conductores de la corriente eléctrica y el calor, con excepción del carbón grafito; por lo general son opacos y quebradizos, pueden existir en cualquier estado de agregación **(sólidos, líquidos y gaseosos)**; una de sus propiedades significativas, es que cuando se unen a otros elementos, ganan electrones formando iones negativos.

A los elementos que tienen las propiedades de los metales y no metales se les llama, **metaloides**. Pueden ser tanto brillantes como opacos, y su forma puede cambiar fácilmente. Generalmente, los metaloides son conductores de calor y de electricidad, de mejor manera que los no metales, y no tan bien como los metales.

1.3.2 Regla de octeto de Lewis

La regla del octeto establece que los átomos de los elementos se enlazan unos a otros en el intento de completar su capa de valencia (última capa de la electrosfera).
La denominación “regla del octeto” surgió en razón de la cantidad establecida de electrones para la estabilidad de un elemento, o sea, el átomo queda estable cuando presenta en su capa de valencia 8 electrones.



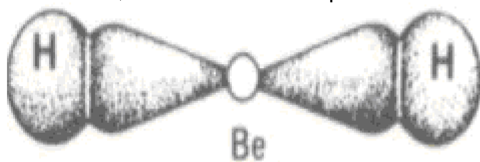
Para alcanzar tal estabilidad sugerida por la regla del octeto, cada elemento precisa ganar o perder (compartir) electrones en los enlaces químicos, de esa forma ellos adquieren ocho electrones en la capa de valencia.

Por ejemplo tenemos:
Veamos que los átomos de oxígeno se enlazan para alcanzar la estabilidad sugerida por la regla del octeto. Los diferentes colores de electrosfera mostrados en la figura nos ayudan a interpretar lo siguiente:
1 – Átomos de Oxigeno poseen seis electrones en la capa de valencia (anillo externo en la figura)
2 – Para volverse estables precisan contar con ocho electrones. ¿Y como lo logran entonces? Comparten dos electrones (indicado en la unión de los dos anillos), formando una molécula de gas oxígeno (O2)

La justificativa para esta regla es que las moléculas o iones, tienden a ser más estables cuando la capa de electrones externa de cada uno de sus átomos está llena con ocho electrones (configuración de un gas noble).
Es por ello que los elementos tienden siempre a formar enlaces en la búsqueda de tal estabilidad.

Excepciones a la regla del Octeto

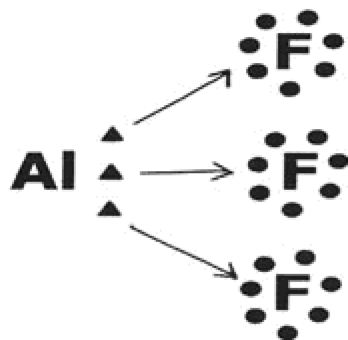
Berilio (Be)
Es una excepción a la regla del Octeto porque es capaz de formar compuestos con dos enlaces simples, siendo así, se estabiliza con apenas cuatro electrones en la capa de valencia.



Como el hidrógeno (H) precisa ceder dos electrones para realizar el enlace (H — Be — H), el átomo de Berilio (Be) comparte sus electrones y alcanza la estabilidad.

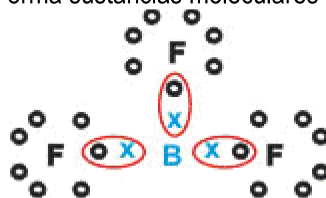
Aluminio (Al)
Es una excepción a la regla del octeto porque alcanza la estabilidad con seis electrones en la capa de valencia. El átomo de aluminio tiende a donar sus electrones y así puede formar tres enlaces simples con

otros átomos



En este caso, el Aluminio (Al) formó tres enlaces con tres átomos de Fluor (F)

Boro (B)
Forma sustancias moleculares con tres enlaces simples.



Fijémonos que el Boro (B) tiene la tendencia de donar sus electrones para los átomos de Flúor (F), este si obedece a la regla del Octeto, necesitando sus ocho electrones en la capa de valencia. Como el Boro cede sus electrones, el Flúor se estabiliza con el Octeto formado.

1.3.3 Propiedades periódicas

Son propiedades que presentan los átomos de un elemento y que varían en la Tabla Periódica siguiendo la periodicidad de los grupos y periodos de ésta. Por la posición de un elemento podemos predecir qué valores tendrán dichas propiedades así como a través de ellas, el comportamiento químico del elemento en cuestión. Tal y como hemos dicho, vamos a encontrar una periodicidad de esas propiedades en la tabla. Esto supone por ejemplo, que la variación de una de ellas en los grupos o periodos va a responder a una regla general. El conocer estas reglas de variación nos va a permitir conocer el comportamiento, desde un punto de vista químico, de un elemento, ya que dicho comportamiento, depende en gran manera de sus propiedades periódicas.

Propiedades más importantes

Hay un gran número de propiedades periódicas. Entre las **más importantes** destacaríamos:

- **Estructura electrónica**
- **Radio atómico**
- **Volumen atómico**
- **Potencial de ionización**
- **Afinidad electrónica**
- **Electronegatividad**:
- **Carácter metálico**
- **Valencia iónica**
- **Valencia covalente**
- **Radio iónico**
- **Radio covalente**

Y también las siguientes propiedades físicas tienen una variación periódica:

- **Densidad**

- **Calor específico**
- **Punto de ebullición**
- **Punto de fusión**

Nosotros solamente vamos a describir las **nueve primeras**, pero en la Tabla Periódica interactiva de esta unidad encontrarás los valores de todas ellas correspondientes a cada elemento de la tabla.

Radio atómico

Se define el radio atómico como la distancia más probable del electrón más externo al núcleo. Obsérvese que decimos distancia más probable, ya que según la mecánica cuántica, el electrón no se encuentra confinado en una órbita o trayectoria cerrada y solamente podemos hablar en términos de probabilidad de encontrar al electrón en un punto dado del espacio.

Conceptos próximos al de radio atómico son el de **radio iónico** y el de **radio covalente** que serían básicamente el mismo concepto indicado, salvo que se refiera a cuando el átomo está en forma de ión, en el primer caso, o formando una molécula diatómica con otro átomo igual en el segundo. Estas dos propiedades quedan fuera del alcance de nuestro propósito y por ello no hablaremos más.

De los datos experimentales que se conocen, se infiere que el **radio atómico disminuye a lo largo de un periodo y por el contrario aumenta al descender en un grupo de la Tabla Periódica.** Parece que esto es un contrasentido pues es de esperar que al aumentar Z, el átomo al poseer más electrones aumente de tamaño y que por tanto a mayor Z, mayor radio.

La explicación no es sencilla, tiene que ver con lo que se denomina **"efecto pantalla"** que, para explicarlo en términos fáciles de entender, no es otra cosa que el efecto que causan los electrones más internos en el electrón más externo. Hay que pensar que el electrón está sometido a la fuerza de atracción proveniente del núcleo y a la de repulsión debido a los otros electrones que tiene el átomo. Cuando estos electrones están en orbitales más internos (los que tienen **n** menor) el efecto es mayor que cuando residen en orbitales tan externos como el del electrón al que repelen.

Veamos primeramente la variación en un periodo. Cojamos para aclarar el segundo periodo que empieza con el $Li=1s^2 2s^1$ y que acaba con el $Ne=1s^2 2s^2 2p^6$. Si nos fijamos, los siete electrones de diferencia que hay entre uno y otro, se han ido incluyendo en orbitales s o p con el mismo número cuántico principal (n=2), estos nuevos electrones son poco apantallantes y repelen poco al electrón más externo, mientras que el núcleo, de uno a otro elemento, ha aumentado en 8 protones. En el balance, la atracción nuclear supera a la repulsión electrónica por eso el radio disminuye.

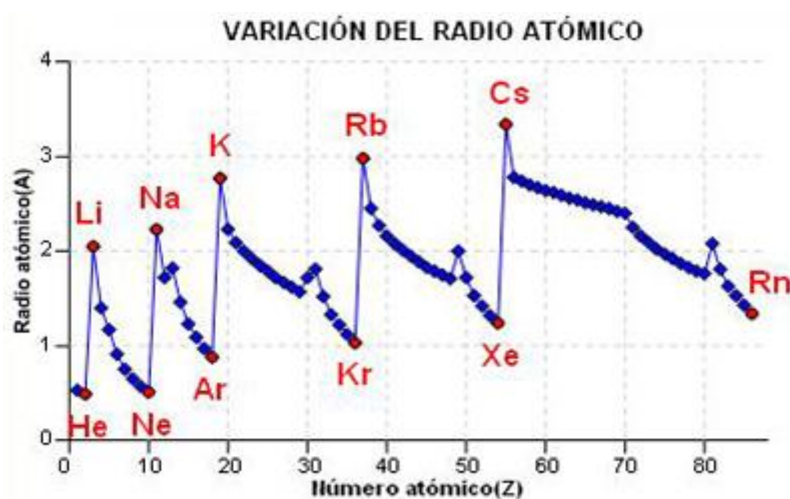
En un grupo sucede lo contrario. Tomemos como ejemplo el primer grupo de la tabla periódica. Del H Z=1, al Ra Z=88, el núcleo adquiere 87 protones, pero los 87 electrones han ido ocupando orbitales más internos (dede n=1 hasta n=6) ocasionando un gran efecto pantalla. En el balance, la repulsión es muy grande frente a la atracción nuclear y esto permite que ese electón más externo esté poco atraído por el núcleo y por tanto el radio atómico aumente.
En la siguiente actividad interactiva podemos apreciar lo anteriormente dicho.

Actividad V: visualiza cómo varía el radio atómico en la Tabla Periódica.

a) En el gráfico de la derecha tienes representada la variación del radio atómico frente al número atómico. Puedes observar como desde el metal alcalino hasta el gas noble (periodo) el radio atómico disminuye. Por el contrario, si observas la variación de un grupo, por ejemplo el de los gases nobles, el radio va aumentando.

b) Selecciona un periodo (grupo) y haciendo click en el botón, te aparecera el gráfico de la variación del

radio atómico en ese periodo (grupo).
El valor del radio atómico viene medido en armstrongs(Å), 1Å=10^{-10}m.



Volumen atómico

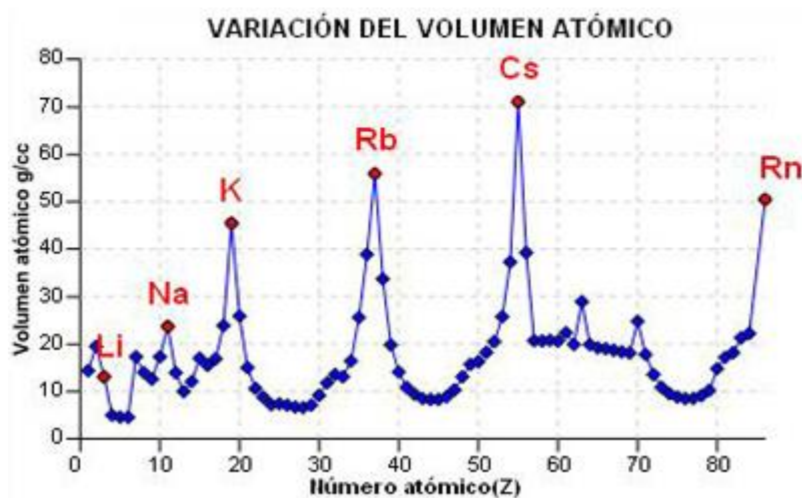
El volumen atómico se define como la masa molecular dividida por la densidad y se suele expresar en cm^3/mol. Es fácil:

V=M/d (g/mol : g/cm^3= cm^3/mol)

En el caso de sustancias gaseosas se toma la densidad y el punto de ebullición ya que la densidad de un gas cambia mucho
atómico representa el volumen de un mol de átomos del mismo elemento. La variación en la Tabla Periódica es similar a la de
que para el caso del radio atómico, por ello no nos extenderemos más.

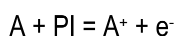
Actividad VI: visualiza la variación del volumen atómico en la Tabla Periódica.

a) En el gráfico de la derecha tienes representada la variación del volumen atómico frente al número atómico. Puedes observa
a lo largo de un periodo (con alguna excepción).
b) Selecciona un periodo (grupo) y haciendo click en el botón, te aparecera el gráfico de la variación del volumen atómico en e



Potencial de ionización

Se define el potencial de ionización como la energía que debemos suministrar a un átomo para arrancarle un electrón. Esque
podemos escribir:



$A + PI = A^{+} + e^{-}$

donde **PI** representaría la energía a suministrar. El potencial de ionización nos mide la "facilidad" con la que un átomo neutro s
(catión). En teoría, el proceso puede repetirse y las cantidades de energía necesarias se llamarían segundo potencial de ioniz

La energía que habrá que suministrar al electrón para que pueda escapar del átomo tendrá que ver con la mayor o menor fue
repelido por los otros electrones, y esta a su vez depende del número de protones (Z) y de la repulsón de los otros electrones
volvemos a lo mismo: al efecto pantalla.

Después de lo dicho, la cosa queda clara. Según bajamos en un grupo el efecto pantalla aumenta, como ya vimos en el caso
en un grupo, el potencial de ionización disminuye. Por el contrario, a lo largo del periodo, el efecto pantalla disminuye y
potencial de ionización aumenta.

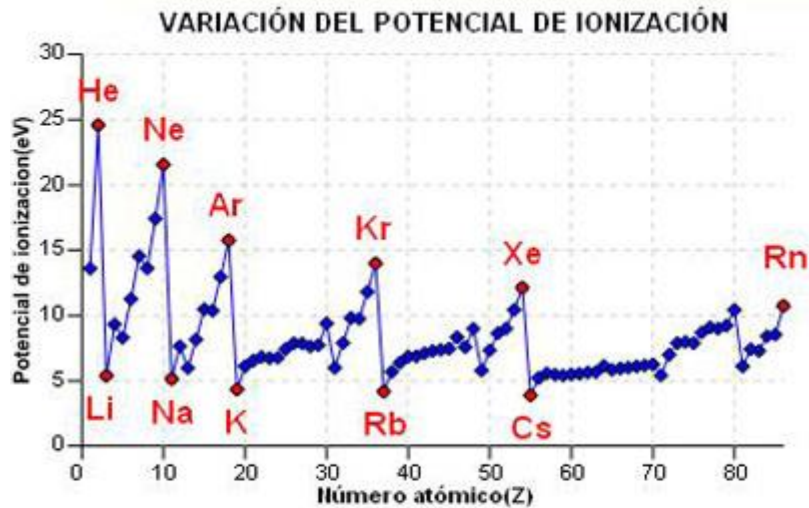
**Según esto, los elementos cuanto más a la izquierda y más abajo estén situados en la Tabla Periódica (los metales) m
positivos.**

Actividad VII: visualiza la variación del potencial de ionización en la Tabla Periódica.

a) En el gráfico de la derecha tienes representada la variación del potencial de ionización frente al número atómico. Puedes o
aumenta a lo largo de un periodo (con alguna pequeña excepción).

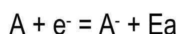
b) Selecciona un periodo (grupo) y haciendo click en el botón, te aparecera el gráfico de la variación del volumen atómico en e

El valor del potencial viene expresado en electrón-voltios(eV), unidad de energía muy usada en física nuclear, 1eV=1,610^{-19}J



Electroafinidad (afinidad electrónica)

La electroafinidad o afinidad electrónica se define como la energía desprendida en el proceso mediante el cual un áto un ión negativo (anión). Podríamos representar el proceso mediante la ecuación:



siendo **Ea** la electroafinidad. El proceso es justamente el contrario al que vimos en el caso del potencial de ionización. Este ú energía), por el contarrio el proceso que nos ocupa sería **exoérgico** (desprende energía) y por tanto, **según el principio de r desprendida, más estable será el producto (ión) formado. En defnitiva, a mayor electroafinidad, mayor tendencia a for**

Para comprender la variación en la Tabla Periódica, debemos hacer el razonamiento contrario al que hicimos en el caso del p efecto pantalla, mayor será la repulsión sufrida por el nuevo electrón y viceversa. **Por tanto, está claro que la electroafinida a lo largo de un periodo.**

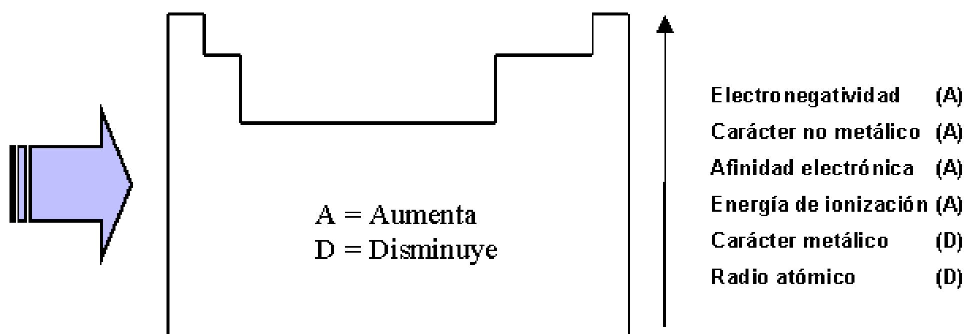
Según esto, los elementos que presentan mayor tendencia a formar iones negativos estarán situados arriba y a la der

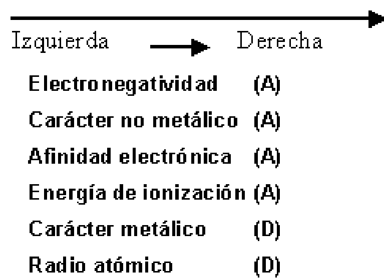
Actividad VIII: visualiza la variación de la electroafinidad en la Tabla Periódica.

a) En el gráfico de la derecha tienes representada la variación de la electroafinidad frente al número atómico. Puedes observa a lo largo de un periodo (con alguna pequeña excepción).
b) Selecciona un periodo (grupo) y haciendo click en el botón, te aparecera el gráfico de la variación del volumen atómico en e

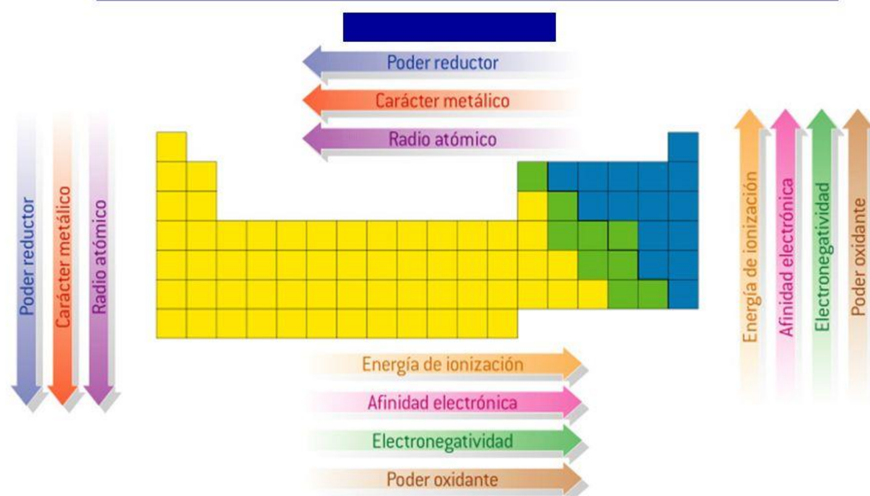
El valor de la electroafinidad viene expresado en eV.







LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS VARÍAN DE LA SIGUIENTE MANERA



1.3.3.1 Electronegatividad y tipos de enlace: iónico y covalente

Electronegatividad

La electronegatividad se define como una propiedad que nos mide la atracción que ejerce un átomo sobre los electrones del enlace. Es por tanto, una propiedad que no se refiere al átomo aislado, sino al átomo enlazado y más concretamente, cuando está enlazado de manera covalente (compartiendo electrones con otro). **Es claro que aquellos átomos que tienen tendencia a capturar electrones (electroafinidades altas) y poca tendencia a formar iones positivos (potenciales de ionización altos) serán más electronegativos**. Por eso, en 1930, Mulliken estableció una fórmula para calcular la electronegatividad relacionada con los valores de la electroafinidad y del potencial de ionización. La fórmula es:

En=(PI+Ea)/2

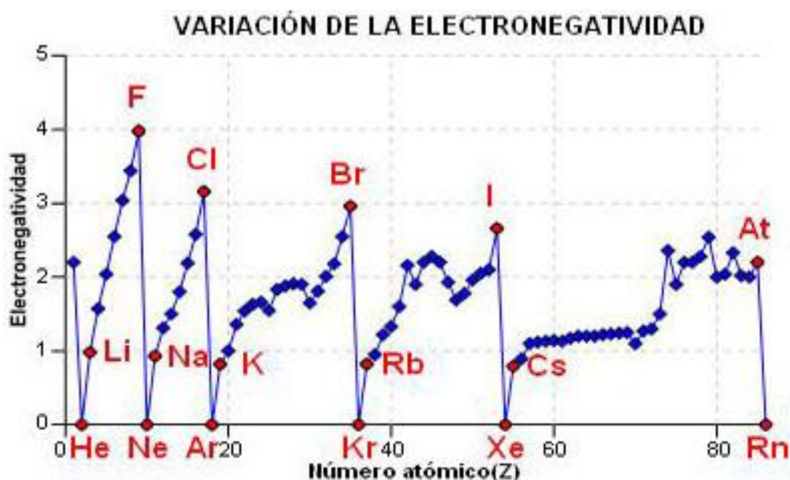
Sin embargo el hecho de que no se conozcan experimentalmente el valor de las electroafinidades de muchos átomos hace que esta fórmula sea poco práctica, por ello, el científico americano Linus Pauling (ganador de dos Nobel, uno de ellos Nobel de la Paz) propuso una escala basada en consideraciones teóricas que se escapan de los objetivos de este capítulo. La escala va de 0 a 4, el valor 4 representaría el máximo (el flúor según esta escala es 3,98) y el 0 sería el mínimo (gases nobles como el helio).

La variación de la electronegatividad estará de acuerdo a como lo hacen el potencial de ionización y la electroafinidad. **A medida que bajamos en un grupo** disminuyen el PI y la Ea y por tanto **disminuye la electronegatividad.** Por el contrario, **cuando avanzamos en el periodo** tanto el PI como la Ea aumentan, por tanto la **electronegatividad aumentará.**

Cuanto más a la derecha y más arriba en la Tabla Periodica mayor será la electronegatividad, por ello la electronegatividad más alta corresponde a los no metales.

Actividad IX: La variación de la electronegatividad en la Tabla Periódica.

a) En el gráfico de la derecha tienes representada la variación de la electronegatividad frente al número atómico. Puedes observar como disminuye en un grupo y aumenta a lo largo de un periodo.
b) Selecciona un periodo (grupo) y haciendo click en el botón, te aparecera el gráfico de la variación del volumen atómico en ese periodo (grupo).



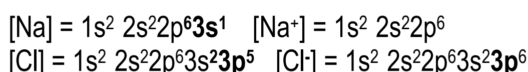
Enlace iónico
Enlace Iónico: La definición química de un enlace iónico es la de una unión de átomos que resulta de la presencia de atracción electrostática entre los iones de distinto signo, es decir, uno fuertemente electropositivo (baja energía de ionización) y otro fuertemente electronegativo (alta afinidad electrónica). Eso se da cuando en el enlace, uno de los átomos capta electrones del otro.
Es un enlace químico entre dos átomos diferentes (uno metálico y otro no metálico) en el que un átomo cede un electrón a otro (hay una transferencia). En este caso, un átomo pierde un electrón y el otro gana un electrón extra.
El ion metalico que pierde un electrón tiene una carga positiva, mientras que el ión no metálico que gana el electrón tiene una carga negativa. Como en estos casos los opuestos se atraen, estos iones son fuertemente atraídos el uno al otro con tanta fuerza que acaban formando redes cristalinas.
Por lo general, los compuestos ionicos son en forma de sólidos, es decir, sales. Son altamente solubles en agua y tienen un punto de fusión elevado; también tienen una alta conductividad eléctrica.

Valencia iónica

La valencia iónica es la valencia que presenta un elemento cuando forma un compuesto iónico. En un compuesto iónico los átomos están en forma iónica y en su conjunto, la sustancia tiene que ser neutra, con lo que la suma de las cargas positivas y negativas debe ser cero, por eso las cargas de los iones y las proporciones de éstos deben estar en consonancia con la regla que hemos dado de neutralidad. Por ejemplo en NaCl, hay un átomo de sodio por cada átomo de cloro, la carga de cada sodio debe ser la de cada átomo de cloro, pero de signo contrario, en concreto, el sodio forma iones Na^+ y el cloro iones Cl^-, por lo que podemos decir que el electrón que pierde el sodio lo gana el cloro. Por nuestros conocimientos de formulación, sabemos que en ese compuesto la valencia de ambos es 1, la conclusión es evidente:

- La valencia iónica coincide en valor absoluto con la carga del ión.

Otra cosa distinta es explicar por qué el sodio y el cloro forman esos iones, para ello escribamos las configuraciones de ambos elementos:


[Na] = $1s^2\ 2s^22p^6\mathbf{3s^1}$ [Na^+] = $1s^2\ 2s^22p^6$
[Cl] = $1s^2\ 2s^22p^63s^2\mathbf{3p^5}$ [Cl^-] = $1s^2\ 2s^22p^63s^2\mathbf{3p^6}$

Observamos que tanto el ión sodio como el ión cloruro adoptan la configuración de un gas noble, el neón para el primero y el argón para el segundo.

Podemos decir que la tendencia de un átomo a formar un ión determinado tiene que ver con que el ión tenga una configuración estable y que en muchos casos esta coincide con la del gas noble anterior para los iones positivos y con el gas noble posterior cuando el ión negativo.

De todo lo dicho podemos deducir que:
-Los elementos de un mismo grupo forman iones con la misma carga. Por ejemplo: los alcalinos +1, los alcalinotérreos +2, los anfígenos -2, los halógenos -1, etc

Enlace covalente
Enlace Covalente: Un enlace covalente entre dos átomos o grupos de átomos se produce cuando estos, para alcanzar el octeto estable, comparten electrones del último nivel.1 La diferencia de electronegatividades entre los átomos no es suficientemente grande como para que se efectúe una transferencia de electrones. De esta forma, los dos átomos comparten uno o más pares electrónicos en un nuevo tipo de orbital, denominado orbital molecular. Los enlaces covalentes se suelen producir entre elementos gaseosos o no metales.

El enlace covalente tiene dos variaciones: el enlace covalente polar y apolar
Enlace covalente apolar = resta de electronegatividad de elementos = 0
Ejemplo:

O = 3.5 La resta de esto es = a 0 lo que quiere decir que es un Enl. Covalente apolar
O = 3.5

El enlace covalente polar = resta de electronegatividad de elementos tiene que ser mayor a 0 pero menor a 1.7
Ejemplo:
Al = 1.5 La resta de esto es = a 1.3 lo que quiere decir que es un Enl. Covalente polar
Br = 2.8

El enlace Ionico = resta de electronegatividad de elementos tiene que ser mayor a 1.7
Ejemplo:
Na = 0.9 la resta de esto es = a 2.1 lo que quiere decir que es un Enl. Ionico
Cl = 3.0
Este es otro tipo de enlace químico fuerte. Se lleva a cabo entre átomos similares (es decir, dos no-metálicos). En un enlace covalente los dos átomos se unen para compartir un electrón, en lugar de que un átomo tome un electrón de otro.
En el encalce covalente hay un equilibrio estable entre la fuerza de atracción y repulsión de los átomos, ya que comparten el electrón. Estos enlaces pueden ser clasificados en enlaces covalentes simples, dobles y triples; dependiendo de cuántos electrones compartan. Cada electrón compartido constituye un enlace.
En este tipo de enlace, cuando un átomo tiene un electrón en su capa externa y otro átomo requiere de un electrón para constituir la suya, se juntan para compartir el electrón. De este modo, se logra una configuración electrónica estable.

Valencia covalente

La valencia covalente es la valencia con la que actúa un elemento en un compuesto de tipo covalente. El enlace covalente se forma cuando los dos átomos implicados (elementos no metálicos) comparten electrones. Al compartir electrones los átomos consiguen mayor estabilidad que cuando están aislados, por tanto buscarán tener la configuración electrónica lo más estable posible, esto es, la de un gas noble. La discusión completa se sale de los objetivos de este capítulo y es mejor reservarla para el capítulo que destinaremos al enlace.

En una molécula diatómica la valencia covalente equivale al número de electrones que aporta el átomo para formar el enlace. Tomemos como ejemplo la molécula de SO en la cual, tanto el azufre como el oxígeno actúan con valencia 2, la configuración de la capa de valencia (la de n más alto) es respectivamente $\mathbf{2s^2 2p^4}$ para el oxígeno y $\mathbf{3s^2 3p^4}$ para el azufre. En ambos casos, si el átomo consigue dos electrones más al compartir llegarían a la configuración del gas noble inmediato en la Tabla Periódica. Según esto la valencia covalente no sería otra cosa que el número de electrones que debe compartir el átomo para alcanzar la configuración de un gas noble (no se cumple siempre, sobre todo en moléculas poliatómicas, pero esto lo dejaremos para cuando hablemos del enlace covalente).

De todo lo dicho podemos deducir que:

- Elementos del mismo grupo tendrán la misma valencia covalente fundamental (la más frecuente).
- La valencia covalente aumenta en un periodo entre los elementos no metálicos. Así por ejemplo: C(4), N(3), O(2) y F(1)

En conclusión, los enlaces químicos están hechos de manera que los átomos puedan tener su capa externa completa, esto significa que tengan una configuración electrónica estable. En el enlace iónico, cuando el átomo metálico tiene un sólo electrón en su capa externa y el no-metálico necesita de un electrón para completar su capa; el átomo metálico sede su electrón al no-metálico. Del mismo modo, en el enlace covalente se comparte el electrón para así lograr el equilibrio.

Diferencias clave entre enlace iónico y enlace covalente

- El enlace iónico se da entre dos átomos diferentes (metálico y no. metálico), mientras que el enlace covalente se produce entre dos átomos iguales (no-metálicos).
- En el enlace covalente hay un compartimiento de electrones, mientras que en el enlace iónico hay una transferencia de electrones.
- Los enlaces iónicos tiene un alto punto de fusión y ebullición, mientras que los enlaces covalentes suelen tener un punto bajo.

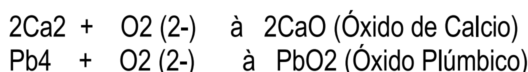
1.4 Clasificación de los compuestos en óxidos básicos, óxidos ácidos (anhidros), ácidos, bases y sales

De acuerdo con los elementos que los forman, los compuestos químicos inorgánico se clasifican por grupos que poseen la misma característica y comportamiento. Estos grupos, llamados también funciones, están estructurados de la siguiente manera:

- Óxidos básicos
- Óxidos ácidos o anhídridos
- Hidruros
- Ácidos
- Sales

Óxidos básicos: Estos compuestos están formados por la unión de un metal y oxígeno; se encuentran comúnmente e la naturaleza, ya que se obtienen cuando un metal se pone en contacto con el oxigeno del medio ambiente, y que con el paso del tiempo se va formando óxido del metal correspondiente. Pueden prepararse industrialmente mediante la oxidación de los metales. Ejemplos: óxido de calcio, óxido plúmbico:

Metal + Oxígeno à Óxido básico



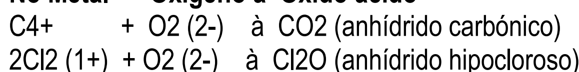
EJEMPLO DE ÓXIDOS BÁSICOS:

Compuesto	Fórmula	Nombre
$Na^{+1}+O^{-2}$	Na_2O	Óxido de sodio
$Fe^{+2}+O^{-2}$	FeO	Óxido ferroso
$Ni^{+3}+O^{-2}$	Ni_2O_3	Óxido niquélico

En este caso, el calcio tiene el mismo número de oxidación que el oxigeno, 2+ y 2- respectivamente; por lo tanto, su relación es 1 a 1. Por otra parte, la molécula de todos los metales es monoatómica y la del oxigeno es diatómica; en consecuencia, se requieren dos moléculas de calcio para reaccionar con la del oxigeno y formar dos moléculas e óxido de calcio. El numero de oxidación del plomo es 4+, mientras que el de cada oxigeno es 2-; por lo tanto la relación es de un átomo de plomo por dos de oxigeno (1 a 2).

Óxidos ácidos o Anhídridos: Se forman al hacer reaccionar el oxígeno con elementos no metálicos. Como interviene el oxigeno en su formación, son también conocidos como óxidos, pero para diferenciar un óxido básico de un óxido ácido, a estos últimos se les nombra anhídridos. Ejemplos: anhídrido carbónico (oxido de carbono), anhídrido hipocloroso.

No Metal + Oxigeno à Óxido ácido



El oxigeno y el cloro son moléculas diatómicas, es decir, formadas por dos átomos. Cada átomo de oxígeno tiene como numero de oxidación 2- y cada átomo de cloro 1+; en consecuencia, se necesitan dos

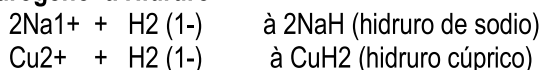
átomos de cloro para unirse a un átomo de oxígeno; o bien, cuatro átomos de cloro por dos de oxígeno para formar dos moléculas de anhídrido hipocloroso.

EJEMPLO DE ÓXIDOS ÁCIDOS:

Compuesto	Fórmula	Nombre
$S^{+4}+O^{-2}$	SO_2	Anhídrido sulforoso
$S^{+6}+O^{-2}$	SO_3	Anhídrido sulfúrico
$P^{+3}+O^{-2}$	P_2O_3	Anhídrido fosforoso

Hidruros: Son compuestos formados de la unión del hidrogeno con elementos metálicos como el hidruro de estroncio, etc. La formación de los hidruros es el único caso en que el hidrogeno trabaja con valencia negativa. Ejemplos: hidruro de sodio, hidruro cúprico.

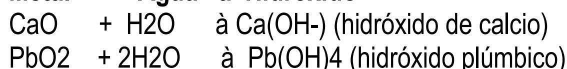
Metal + Hidrógeno à Hidruro



2Na1+ + H2 (1-) à 2NaH (hidruro de sodio)
Cu2+ + H2 (1-) à CuH2 (hidruro cúprico)

Hidróxidos o Bases: Se caracterizan por llevar en su molécula el radical (OH-) llamado radical oxhidrilo o hidroxilo. Se forman al agregar agua a un óxido metálico. Ejemplos: hidróxido de calcio, hidróxido plúmbico:

Metal + Agua à Hidróxido



CaO + H2O à Ca(OH-) (hidróxido de calcio)
PbO2 + 2H2O à Pb(OH)4 (hidróxido plúmbico)

EJEMPLO DE HIDRÓXIDOS:

Compuesto	Fórmula	Nombre
$K^{+1}+OH^{-1}$	KOH	Hidróxido de potasio
$Hg^{+2}+OH^{-1}$	$Hg(OH)_2$	Hidróxido mercúrico
$Co^{+3}+OH^{-1}$	$Co(OH)_3$	Hidróxido cobáltico

Ácidos: Tienen la característica de que sus moléculas inician siempre con el hidrógeno. Pueden ser:

- Hidrácidos: Se forman con el hidrógeno y un no metal. Ej.: ácido bromhídrico, ácido clorhídrico.
- Oxiácidos: Son aquellos que llevan oxígeno en su molécula además del hidrógeno y el no metal. Ej.: ácido sulfúrico, ácido nítrico.

Los hidrácidos. Se forman por la unión directa, entre el hidrógeno y un elemento no metálico, de los grupos VIa y VIIa, que al disolverse en agua manifiestan sus características ácidas, con elementos no metálicos de otros grupos, no forma compuestos de características ácidas. La forma en que se escribe su nombre es la siguiente:

REGLA 1. En primer lugar se escribe la palabra ácido, que es su nombre genérico.

REGLA 2. En segundo lugar se escribe el nombre del elemento no metálico con la terminación hídrico.

EJEMPLO DE HIDRÁCIDOS:

Compuesto	Fórmula	Nombre
$H^{+1}+Cl^{-1}$	HCl	Ácido clorhídrico
$H^{+1}+S^{-2}$	H_2S	Acido sulfhídrico

$H^{+1}+F^{-1}$	HF	Ácido fluorhídrico

Los oxiácidos. Se forman cuando los anhídridos, se unen con el agua, sus fórmulas químicas son ternarias y representan la unión de hidrógeno con un radical negativo, de los que terminan su nombre en ato y en ito. La forma en que se escribe su nombre es la siguiente:

REGLA 1. En primer lugar se escribe la palabra ácido, que es su nombre genérico.

REGLA 2. En segundo lugar se escribe el nombre del radical negativo, cambiando la terminación ato-ico e ito-oso.

EJEMPLO DE OXIÁCIDOS:

Compuesto	Fórmula	Nombre
$H^{+1}+NO_2^{-1}$	HNO_2	Ácido nitroso
$H^{+1}+NO_3^{-1}$	HNO^3	Ácido nítrico
$H^{+1}+SO_3^{-2}$	H_2SO_3	Ácido sulfuroso

Sales: Son compuestos que provienen de la sustitución de los hidrógenos de los ácidos por un metal, cuando reacciona un ácido con un hidróxido; por lo tanto, de los hidrácidos resultan las sales haloideas o binarias, las cuales quedan formadas por un metal y un no metal. Ej.: cloruro de sodio, sulfuro de plata:


Hidrácido + Hidróxido à Sal haloidea o binaria + Agua

De los oxiácidos pueden formarse tres tipos de sales: oxisales neutras, ácidas y complejas.

- Oxisales neutras: Se forman cuando se sustituyen totalmente los hidrógenos del ácido. Ej.: nitrato de sodio, sulfato de potasio.
- Oxisales ácidas: Se obtienen cuando la sustitución de los hidrógenos es parcial.
- Oxisales complejas: Resultan de la sustitución de los hidrógenos del ácido por dos o tres metales diferentes. Ej.: fosfato de calcio y potasio.

SALES. Estos compuestos se forman por la neutralización, entre un ácido y un hidróxido. Como existen dos variedades de ácidos, se pueden formar dos tipos de sales distintas, si la sal proviene de un hidrácido se llama sal haloidea, pero si la sal, se genera a partir de un oxiácido, se llama oxisal.

a) Sales haloideas. Sus fórmulas químicas generalmente son binarias y representan la unión de un elemento metálico con un elemento no metálico.
La forma en que se escribe su nombre es la siguiente.

REGLA 1 En primer lugar se escribe el nombre del elemento no metálico, con la terminación uro.

REGLA 2. En segundo lugar se escribe el nombre del elemento metálico, con las terminaciones acostumbradas (oso - menor, ¡co - mayor)

EJEMPLO DE SALES HALOIDEAS:

Compuesto	Fórmula	Nombre
$Na^{+1}+Cl^{-1}$	NaCl	Cloruro de sodio
$Pt^{+2}+S^{-2}$	PtS	Sulfuro platinoso
$Fe^{+3}+I^{-1}$	FeI_3	Yoduro férrico

b) Oxisales. Se caracterizan porque sus fórmulas químicas generalmente son ternarias y cuaternarias. Sus fórmulas representan la unión de un metal con un radical negativo. La forma en que se escribe su nombre es la siguiente.

REGLA 1. En primer lugar se escribe el nombre del radical negativo.

REGLA 2. En segundo lugar se escribe el nombre del elemento metálico, con las terminaciones acostumbradas.

EJEMPLO DE OXISALES:

Compuesto	Fórmula	Nombre
K^{+1}+MnO_4^{-1}	KMnO4	Permanganato de potasio
Ni^{+2}+NO_3^{-1}	Ni(NO3)2	Nitrato niqueloso
Cr^{+3}+SO_4^{-2}	$Cr_2(SO_4)_3$	Sulfato crómico

1.5 Mol

1.5.1 Concepto

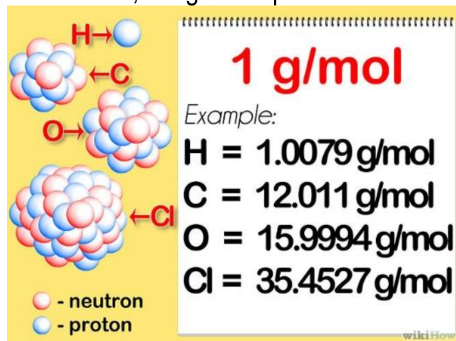
El mol es una de las **magnitudes que conforma el Sistema Internacional de Unidades**. Su símbolo es "mol". En química, el mol es definido como la **cantidad de materia que poseen las partículas**, es decir los átomos y las entidades elementales. Una segunda definición de mol es la **cantidad de partículas,** sean estas moléculas, átomos, electrones, etc. Este es también llamado número de Avogadro.
Esta unidad de medida llamada *mol* resulta elemental en la química ya que permite conocer el valor o cantidad de partículas muy pequeñas. Al ser de tamaños tan reducidos el valor en el que será expresado suelen ser muy grandes o altos.
El **número de Avogadro** mencionado anteriormente responde a una constante, es decir que es siempre igual, este corresponde a un valor de **6,023×10^23 mol** (-1). Este número de unidades de masa atómica es igual a un gramo de masa. En otras palabras 6,023×10^23 u.m.a (medida de la masa atómica) es igual a un gramo. La relación átomo – gramo es igual a un mol, que es a su vez equivalente a la masa atómica, pero si la misma es expresada en la unidad de gramos.
Para calcular los moles es necesario conocer la masa atómica o la molecular, dependiendo si se trata de átomos o compuestos respectivamente. A partir de allí se realizará la conversión, tal como si se hiciera un intercambio de unidades. Entonces para calcular el número de moles de moléculas o átomos debe realizarse la fracción entre la masa de la sustancia, sobre la masa molecular o atómica.
Volumen de un mol
Cuando las sustancias se encuentran en **estado gaseoso** es posible calcular el volumen que ocupa un mol. El volumen hace referencia a la magnitud en la que la extensión de un cuerpo (ancho, largo y alto) es expresada. Su unidad es el metro cúbico. Bajo las llamadas condiciones normales de temperatura y presión el volumen de un mol de gas equivale a **22,4 litros**. Esto significa que bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, dos moles de diversos gases ocuparán exactamente el mismo volumen.

1.5.2 Calculo de masa molar

Método 1 de 2: Calcular la masa molar para un elemento

1 Halla la masa atómica relativa de un elemento. La masa atómica relativa de un elemento es el promedio de masa, en unidades atómicas, de una muestra de todos sus isótopos. Esta información puede encontrarse en la tabla periódica de elementos. Por ejemplo, para el hidrógeno, la masa relativa es 1,007; para el carbono es 12,0107; para el oxígeno es 15,9994; y para el cloro es 35,453.

2 Multiplica por la constante molar. Esta es definida como 0,001 kilogramos por mol, o 1 gramo por mol. Esto convierte unidades atómicas en gramos por moles, haciendo que la masa molar del hidrógeno sea 1,007 gramos por mol, del carbono 12,0107 gramos por mol, del oxígeno 15,9994 gramos por mol y del cloro 35,453 gramos por mol.

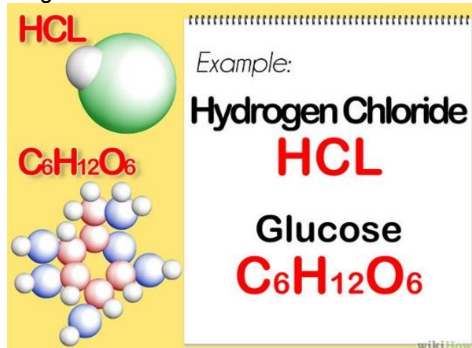


3 Halla la masa molar de una molécula divalente. Algunos elementos normalmente se encuentran en moléculas de 2 o más átomos de ese elemento. Esto quiere decir que si quieres hallar la masa molar de un elemento que está compuesto por 2 átomos, como el hidrógeno, el oxígeno y el cloro, entonces tienes que encontrar sus masas atómicas relativas, multiplicarlas por la constante de masa molar y luego multiplicar el resultado por 2.

- En esos casos, la verdadera masa molar para el elemento es la masa molar para cada átomo multiplicada por el número de átomos de cada molécula: para hidrógeno 1,007 por 2, o 2,014 gramos por mol; para oxígeno, 15,9994 por 2, o 31,9988 gramos por mol; y para el cloro 35,453 por 2, o 70,096 gramos por mol.

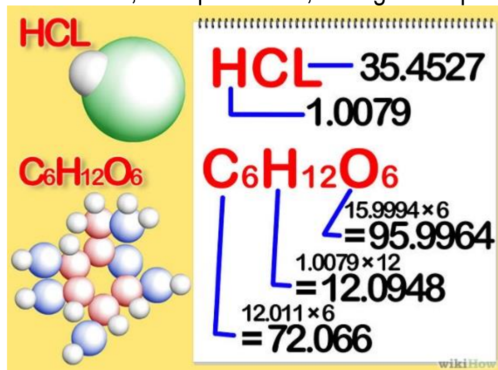
Método 2 de 2: Calcular la masa molar para un compuesto

1 Halla la fórmula química para el compuesto. Este es el número de átomos de cada elemento que forma el compuesto (esta información se encuentra en cualquier libro de referencias químicas). Por ejemplo, la fórmula del cloruro de hidrógeno (ácido clorhídrico) es HCl; para la glucosa es $C_6H_{12}O_6$. Esto quiere decir que la glucosa contiene 6 átomos de carbono, 12 átomos de hidrógeno y 6 átomos de oxígeno.



2 Halla la masa molar de cada elemento del compuesto. Multiplica la masa atómica del elemento por la constante de la masa por el número de átomos de ese elemento en el compuesto. Debes hacerlo así:

- Para el cloruro de hidrógeno, HCl, la masa molar de cada elemento es 1,007 gramos por mol para el hidrógeno y 35,453 gramos por mol para el cloruro.
- Para la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, la masa molar de cada elemento es de 12,0107 por 6, o 72,0642 gramos por mol para el carbono; 1,007 por 12, o 12,084 gramos por mol para el hidrógeno, y 15,9994 por 6 o 95,0064 gramos por mol para el oxígeno.



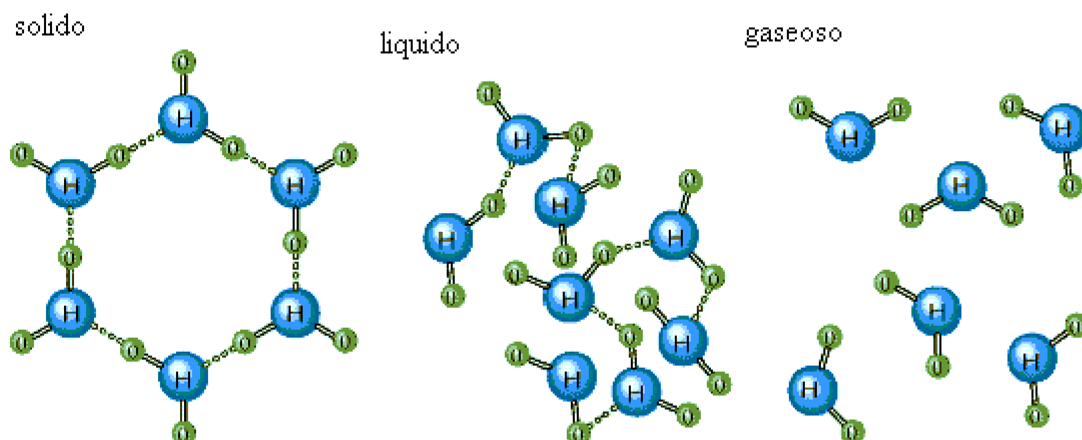
3 Suma las masas molares de cada elemento en el compuesto. Esto determina la masa molar de cada compuesto. Debes hacerlo así:

- Para el cloruro de hidrógeno, la masa molar es 1,007 + 35,453, o 36,460 gramos por mol.
- Para la glucosa, la masa molar es 72,0642 + 12,084 + 95,9964, o 180,1446 gramos por mol.

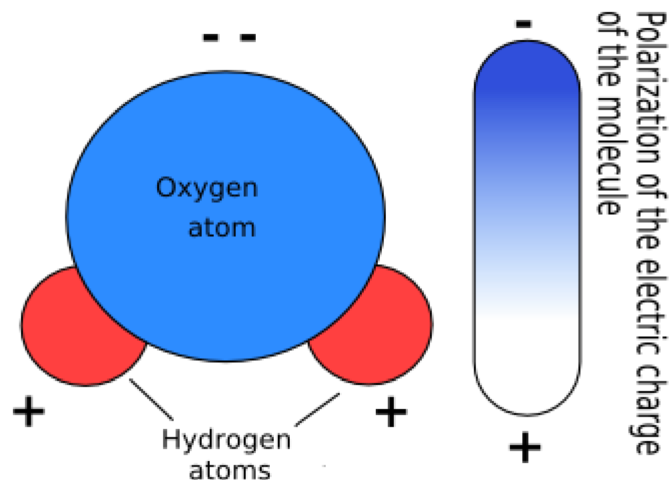
2 AGUA

2.1 Composición del agua y estructura molecular

La molécula de agua está formada por dos átomos de H unidos a un átomo de O por medio de dos enlaces covalentes. El ángulo entre los enlaces H-O-H es de 104'5º. El oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno y atrae con más fuerza a los electrones de cada enlace.



El agua está formada por dos átomos de hidrógeno (H) y un átomo de oxígeno (O) unidos mediante sendos enlaces covalentes, de manera que la molécula tiene una forma triangular plana. Es decir los átomos de hidrógeno y oxígeno están separados entre sí aproximadamente 0,96 Angstroms (más o menos un nanómetro – una milmillonésima de metro) y el ángulo que forman sus líneas de enlace es de unos 104,45 grados.
Además el agua se comporta como un dipolo, es decir tiene dos regiones con una cierta carga eléctrica. Una de ellas es positiva y la otra negativa.
El hecho de que el agua sea un dipolo se debe a que el hidrógeno y el oxígeno son átomos muy distintos desde el punto de vista de la electronegatividad. Es esta una propiedad atómica que indica la forma en que un átomo atrae hacia si los electrones que comparte con otro en un enlace covalente.



En el caso del agua, el oxígeno es un átomo muy electronegativo. El hidrógeno es un átomo muy poco electronegativo. Los electrones que comparten en los dos enlaces covalentes que presenta la molécula de agua están "desplazados" hacia la región ocupada por el oxígeno. Esto implica que esa zona tenga un poco más (un diferencial) de carga negativa, mientras que los hidrógenos tienen diferenciales de carga positiva. Decimos que tiene diferenciales de carga para resaltar que el agua NO es una molécula cargada eléctricamente, el agua NO ES UN IÓN. El agua, muchas otras, es una molécula polar. Esta polaridad es fundamental para entender las propiedades del agua, porqué el agua se comporta químicamente como lo hace y por extensión su importancia dentro de los seres vivos.
El resultado es que la molécula de agua aunque tiene una carga total neutra (igual número de protones que de electrones), presenta una distribución asimétrica de sus electrones, lo que la convierte en una molécula polar, alrededor del oxígeno se concentra una densidad de carga negativa , mientras que los núcleos de hidrógeno quedan parcialmente desprovistos de sus electrones y manifiestan, por tanto, una densidad de carga positiva.

Por ello se dan interacciones dipolo-dipolo entre las propias moléculas de agua, formándose enlaces por puentes de hidrógeno, la carga parcial negativa del oxígeno de una molécula ejerce atracción electrostática sobre las cargas parciales positivas de los átomos de hidrógeno de otras moléculas adyacentes.
Aunque son uniones débiles, el hecho de que alrededor de cada molécula de agua se dispongan otras cuatro moléculas unidas por puentes de hidrógeno permite que se forme en el agua (líquida o sólida) una estructura de tipo reticular, responsable en gran parte de su comportamiento anómalo y de la peculiaridad de sus propiedades fisicoquímicas.

También la Molécula del agua se le considera polar porque tiene 2 zonas de distinta carga 1 positiva por parte del Hidrógeno y otra negativa por el oxígeno.

ALGUNAS PROPIEDADES DEL AGUA
Masa molecular.......... 18 da
Punto de fusión......... 0oC (a 1 atm)
Punto de ebullición .... 100oC (a 1 atm)
Densidad (a 40C)........ 1g/cm3
Densidad (00C).......... 0'97g/cm3

2.1.1 Polaridad y puentes de hidrogeno

El enlace o “puente” de hidrógeno es un tipo de enlace muy particular, que aunque en algunos aspectos resulta similar a las interacciones de tipo dipolo-dipolo, tiene características especiales. Es un tipo específico de interacción polar que se establece entre dos átomos significativamente electronegativos, generalmente O o N, y un átomo de H, unido covalentemente a uno de los dos átomos electronegativos. En un enlace de hidrógeno tenemos que distinguir entre el átomo DADOR del hidrógeno (aquel al que está unido covalentemente el hidrógeno) y el ACEPTOR, que es al átomo de O o N al cual se va a enlazar el hidrógeno.
El puente de hidrógeno es un enlace que se establece entre moléculas capaces de generar cargas parciales. El agua, es la sustancia en donde los puentes de hidrógeno son más efectivos, en su molécula, los electrones que intervienen en sus enlaces, están más cerca del oxígeno que de los hidrógenos y por esto se generan dos cargas parciales negativas en el extremo donde está el oxígeno y dos cargas parciales positivas en el extremo donde se encuentran los hidrógenos. La presencia de cargas parciales positivas y negativas hace que las moléculas de agua se comporten como imanes en los que las partes con carga parcial positiva atraen a las partes con cargas parciales negativas. De tal suerte que una sola molécula de agua puede unirse a otras 4 moléculas de agua a través de 4 puentes de hidrógeno. Esta característica es la que hace al agua un líquido muy especial.

DADOR

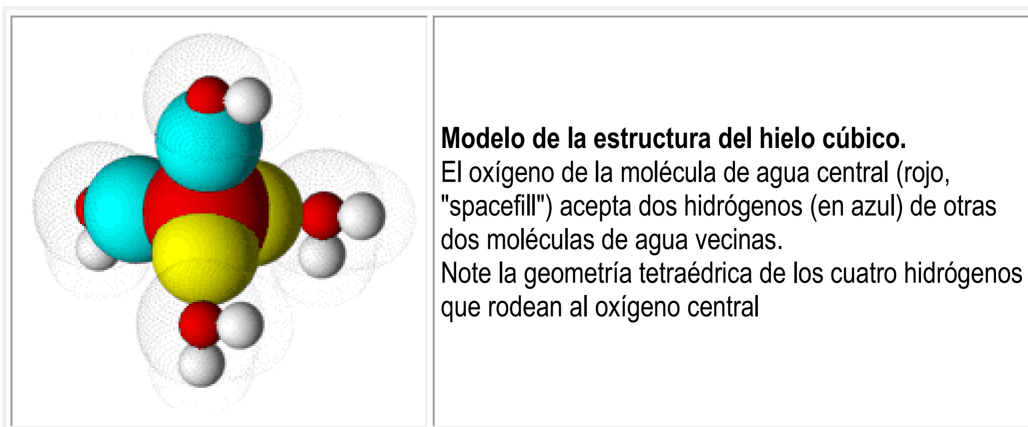
Un enlace O-H está muy polarizado por la elevada electronegatividad del oxígeno y por el hecho de que el único protón del núcleo del hidrógeno atrae débilmente a los electrones del enlace. Así, se estima que la carga positiva sobre el hidrógeno es de 0,4 unidades. En el caso de que el átomo electronegativo sea nitrógeno la situación es similar, aunque dada la menor electronegatividad del nitrógeno la polarización del enlace va a ser algo menor menor. Los grupos O-H y el N-H van a actuar como donadores de hidrógeno en el enlace de hidrógeno. A pesar de la similitud química el grupo S-H es un mal donador, debido a la baja electronegatividad del azufre.

ACEPTOR

El aceptor del hidrógeno va a ser un átomo electronegativo (otra vez oxígeno o nitrógeno) pero con una peculiaridad: el hidrógeno se va a unir a un orbital ocupado por dos electrones solitarios. Estos orbitales tienen una densidad de carga negativa alta, y por consiguiente se pueden unir a la carga positiva del hidrógeno.
En el caso del oxígeno, con un total de 8 electrones, se presentan DOS pares de electrones solitarios, tanto en el caso de la hibridación sp^3 como de la sp^2:

Sin hibridar	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^1\ 2p_z^1$	**agua**	
Hibridación sp^3	$1s^2\ 2sp^2\ 2sp^2\ 2sp^1\ 2sp^1$		
Hibridación sp^2	$1s^2\ 2sp^2\ 2sp^2\ 2sp^1\ 2p_z^1$		

Los dos pares de electrones solitarios se muestran en rojo; los orbitales en verde, ocupados por un electrón cada uno, son los que van a participar en los enlaces. En el caso de la hibridación sp^2, trigonal, como en el C=O (no mostrada la figura), también hay dos pares de electrones solitarios. En resumen, un átomo de oxígeno puede actuar como aceptor de dospuentes de hidrógeno.



Modelo de la estructura del hielo cúbico.
El oxígeno de la molécula de agua central (rojo, "spacefill") acepta dos hidrógenos (en azul) de otras dos moléculas de agua vecinas.
Note la geometría tetraédrica de los cuatro hidrógenos que rodean al oxígeno central

El nitrógeno tiene un electrón menos y por consiguiente presenta sólo un par de electrones solitarios, pero tiene tres electrones en orbitales que pueden participar en enlaces. Un átomo de nitrógeno puede actuar como aceptor de un solo puente de hidrógeno.

Sin hibridar	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$	**amoníaco**	
Hibridación *sp*^{3}	$1s^2$ $2sp^2 2sp^1\ 2sp^1\ 2sp^1$		

Por último, el carbono, que tiene un electrón menos que el nitrógeno, no presenta pares de electrones solitarios y puede formar 4 enlaces que, en la hibridación *sp*^{3} se disponen en la forma tetraédrica bien conocida. El carbono no puede actuar como aceptor de puentes de hidrógeno, porque ni es suficientemente electronegativo ni tiene pares de electrones solitarios.

Sin hibridar	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z$	**metano**	
Hibridación *sp*^{3}	$1s^2$ $2sp^1 2sp^1\ 2sp^1\ 2sp^1$		

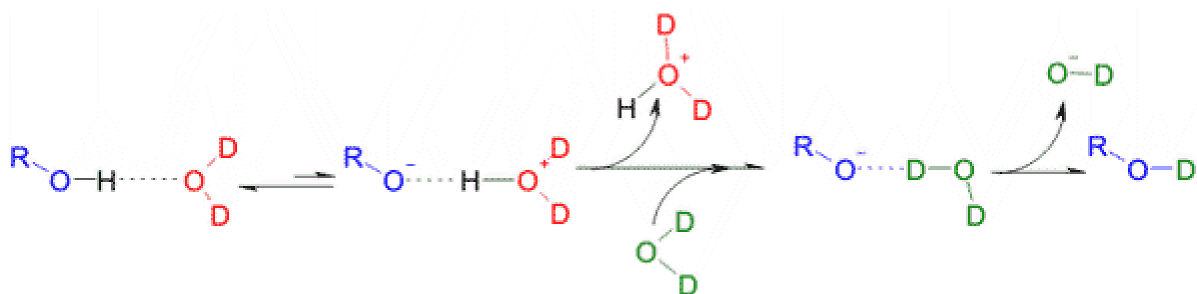
Otros aceptores de puentes de hidrógeno de importancia son los aniones monovalentes, principalmente el Cl^-

Propiedades

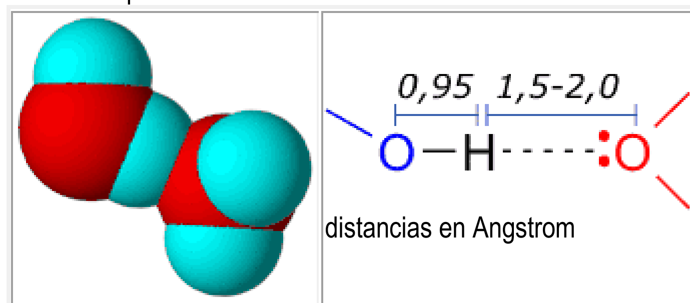
El enlace de hidrógeno presenta un cierto carácter covalente. O, lo que es lo mismo, podemos considerar que el enlace resuena entre estas dos posibles estructuras:



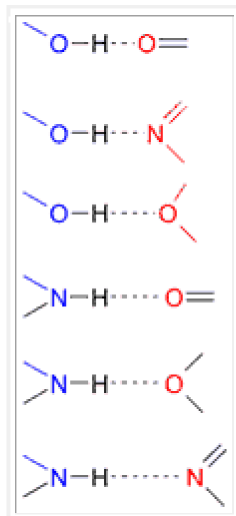
En condiciones óptimas esto supone un 10% de carácter covalente. Una consecuencia importante de esta resonancia es que se pueden intercambiar los hidrógenos de una molécula con los hidrógenos del agua disolvente. Este fenómeno se aprecia fácilmente si la molécula se disuelve en agua pesada D_2O; si los hidrógenos son accesibles al disolvente, se intercambian por deuterio:



La distancia interatómica entre el hidrógeno y el aceptor es menor que la suma de sus radios de Van der Waals, (0,27 nm, aprox. para un par Oxígeno-Hidrógeno), aunque están mas separados que si estuvieran unidos por un enlace covalente puro:

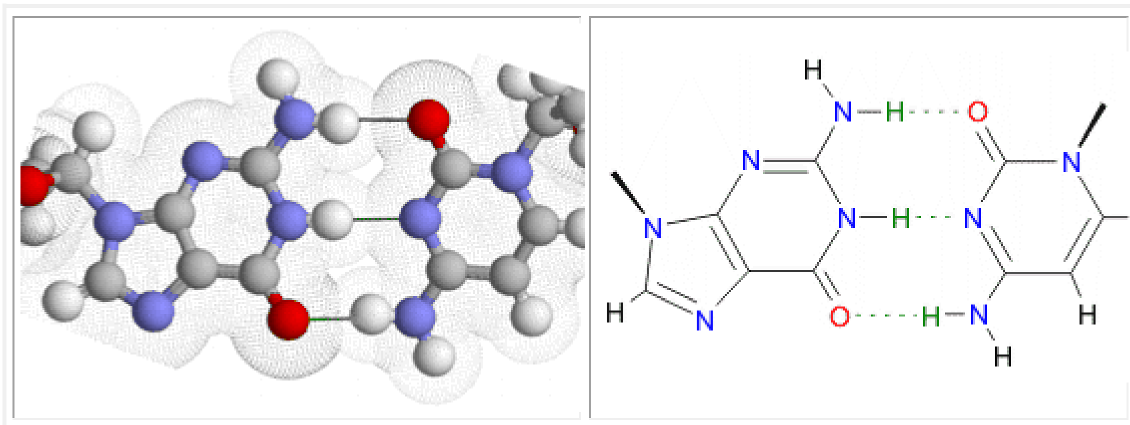


La energía del enlace de hidrógeno depende del ángulo de enlace; es máxima cuando los tres átomos (dador-hidrógeno-aceptor) están alineados y disminuye cuando se disponen en ángulo. Es un enlace muy direccional aunque pequeñas variaciones de hasta 20º no tienen demasiada importancia. Por último, la energía de un enlace de hidrógeno depende de los aceptores y dadores. De mayor a menor energía de enlace tenemos las siguientes posibilidades:



En condiciones óptimas la energía de un enlace de hidrógeno puede alcanzar unos 23 kJ/mol (unas 15 veces más que la energía de las fuerzas de dispersión de London).

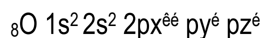
La fuerza relativamente alta de estos enlaces y su direccionalidad hacen que sean muy importantes en la estructura de las macromoléculas. Un ejemplo bien conocido es el emparejamiento de bases en el ADN. Por ejemplo, en este par GC perteneciente a un dodecámero cuya estructura en disolución ha sido determinada por RMN, lo que permite visualizar los átomos de hidrógeno: Archivo pdb: 123D



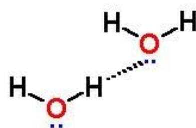
Puentes de Hidrógeno en el agua.

Los puentes de Hidrógeno, se forman por átomos de Hidrógeno localizados entre átomos electronegativos. Cuando un átomo de Hidrógeno está unido covalentemente, a una átomo electronegativo, *ej.* Oxígeno o Nitrógeno, asume una densidad (d) de carga positiva, debido a la elevada electronegatividad del átomo vecino. Esta deficiencia parcial en electrones, hace a los átomos de Hidrógeno susceptibles de atracción por los electrones no compartidos en los átomos de Oxígeno o Nitrógeno

Obsérvese la configuración electrónica del Oxígeno:



$_8O$ $1s^2$ $2s^2$ $2px^{éé}$ $py^{é}$ $pz^{é}$



de ahí que :

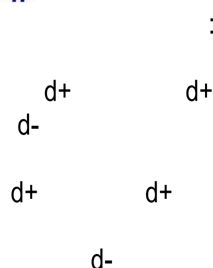
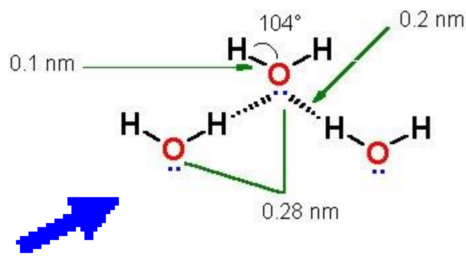


Figura: configuración electrónica del Oxígeno

el puente de Hidrógeno es relativamente débil entre -20 y -30 kJ mol^{-1}, la fuerza de enlace aumenta al aumentar la electronegatividad y disminuye con el tamaño de los átomos participantes. Por tanto, el puente de Hidrógeno existe en numerosas moléculas no solo en el agua. Aquí solo se tratará lo referente al agua.

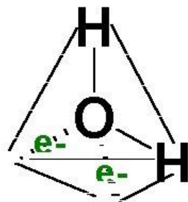
La estructura del agua favorece las interacciones para formar puentes de Hidrógeno, el arreglo siempre es perpendicular entre las moléculas participantes, además, es favorecido por que cada protón unido a un Oxígeno muy electronegativo encuentra un electrón no compartido con el que interactúa uno a uno. De lo anterior se concluye que cada átomo d Oxígeno en el agua interacciona con 4 protones, dos de ellos unidos covalentemente y dos a través de puentes de Hidrógeno.



colineales

Figura: Información sobre los puentes de Hidrógeno

Estudios de difracción de rayos X indican que la distancia entre los átomos de Oxígeno que intervienen en el puente de Hidrógeno, están separados por 0.28 nm lo que indica un arreglo tetraédrico de las moléculas de agua, además los puentes de Hidrógeno:



TETRAHEDRO

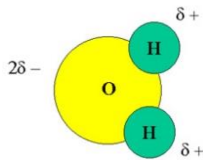
Figura: representación de una molécula tetraédrica del agua.

La colinealidad de los puentes es muy importante, un alejamiento de 10° ocasiona la que el puente se rompa.

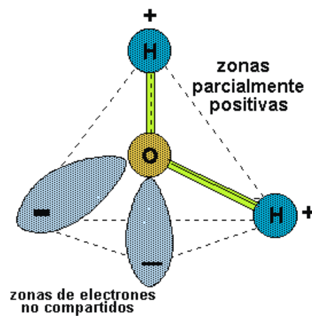
Linnus Pauling postuló a partir de observaciones de las transiciones moleculares (*i.e.* el movimiento de los átomos con respecto a aquellos a los que están unidos) de los átomos participantes en la molécula D_2O (el deuterio forma parte de la pléyade de Hidrógeno), que el puente de Hidrógeno es la interacción más importante que juega un papel crítico no solo en la estructura del agua sino en la estructura y función de las macromoléculas biológicas.

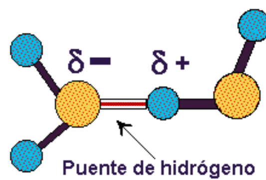
Polaridad del agua

La polaridad de la molécula de agua no sólo es consecuencia de su geometría tetraédrica irregular, sino que también de la naturaleza de sus átomos: hidrógeno, el átomo más pequeño de la Química, y oxígeno, un átomo pequeño, pero principalmente de alta electronegatividad. Este término denota a los átomos que presentan gran capacidad de atraer electrones de enlace hacia sí. Por lo tanto, el átomo de oxígeno de la molécula de agua atrae hacia sí los electrones de los enlaces covalentes con los hidrógenos; hecho que da lugar a una polaridad de enlace. Si la polaridad de enlace se representa por la letra δ
, con su correspondiente signo, entonces la molécula de agua podrá representarse como el dibujo.



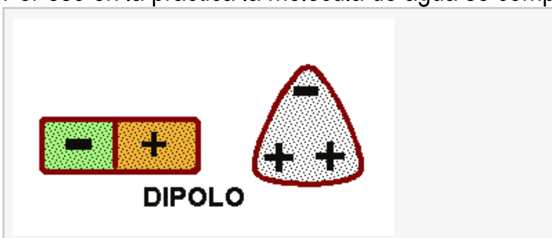
Además el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno y atrae con más fuerza a los electrones de cada enlace.



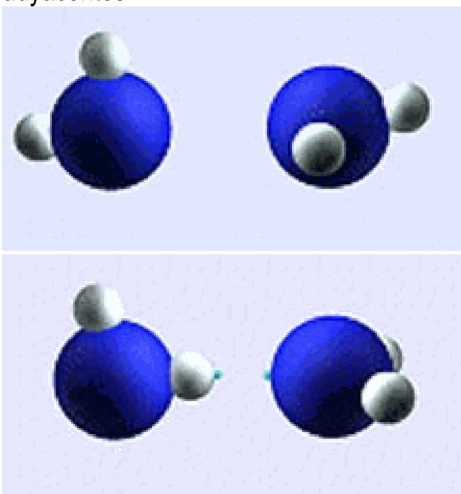


El resultado es que la molécula de agua aunque tiene una carga total neutra (igual número de protones que de electrones), presenta una distribución asimétrica de sus electrones, lo que la convierte en una molécula polar, *alrededor del oxígeno* se concentra una densidad de carga negativa , mientras que los núcleos de hidrógeno quedan desnudos, desprovistos parcialmente de sus electrones y manifiestan, por tanto, una densidad de carga positiva.

Por eso en la práctica la molécula de agua se comporta como un dipolo



Así se establecen interacciones dipolo-dipolo entre las propias moléculas de agua, formándose enlaces o puentes de hidrógeno, la carga parcial negativa del oxígeno de una molécula ejerce atracción electrostática sobre las cargas parciales positivas de los átomos de hidrógeno de otras moléculas adyacentes.



2.2 Propiedades físicas: puntos de ebullición de fusión, capacidad calorífica específica

El agua químicamente pura es un liquido inodoro e insípido; incoloro y transparente en capas de poco espesor, toma color azul cuando se mira a través de espesores de seis y ocho metros, porque absorbe las radiaciones rojas. Sus constantes físicas sirvieron para marcar los puntos de referencia de la escala termométrica Centígrada.

A la presión atmosférica de 760 milímetros el agua hierve a temperatura de 100°C y el punto de ebullición se eleva a 374°, que es la temperatura critica a que corresponde la presión de 217,5 atmósferas; en todo caso el calor de vaporización del agua asciende a 539 calorías/gramo a 100°.

- 1) Estado físico: sólida, liquida y gaseosa
- 2) Color: incolora
- 3) Sabor: insípida
- 4) Olor: inodoro
- 5) Densidad: 1 g./c.c. a 4°C
- 6) Punto de congelación: 0°C
- 7) Punto de ebullición: 100°C
- 8) Presión critica: 217,5 atm.
- 9) Temperatura critica: 374°C

Mientras que el hielo funde en cuanto se calienta por encima de su punto de fusión, el agua liquida se mantiene sin solidificarse algunos grados por debajo de la temperatura de cristalización (agua subenfriada) y puede conservarse liquida a –20° en tubos capilares o en condiciones extraordinarias de reposo. La solidificación del agua va acompañada de desprendimiento de 79,4 calorías por cada gramo de agua que se solidifica. Cristaliza en el sistema hexagonal y adopta formas diferentes, según las condiciones de cristalización.

A consecuencia de su elevado calor especifico y de la gran cantidad de calor que pone en juego cuando cambia su estado, el agua obra de excelente regulador de temperatura en la superficie de la Tierra y más en las regiones marinas.

El agua se comporta anormalmente; su presión de vapor crece con rapidez a medida que la temperatura se eleva y su volumen ofrece la particularidad de ser mínimo a la de 4°. A dicha temperatura la densidad del agua es máxima, y se ha tomado por unidad. A partir de 4° no sólo se dilata cuando la temperatura se eleva,. sino también cuando se enfría hasta 0°: a esta temperatura su densidad es 0,99980 y al congelarse desciende bruscamente hacia 0,9168, que es la densidad del hielo a 0°, lo que significa que en la cristalización su volumen aumenta en un 9 por 100.

Las propiedades físicas del agua se atribuyen principalmente a los enlaces por puente de hidrógeno, los cuales se presentan en mayor número en el agua sólida, en la red cristalina cada átomo de la molécula de agua está rodeado tetraédricamente por cuatro átomos de hidrógeno de otras tantas moléculas de agua y así sucesivamente es como se conforma su estructura.

Cuando el agua sólida (hielo) se funde la estructura tetraédrica se destruye y la densidad del agua líquida es mayor que la del agua sólida debido a que sus moléculas quedan más cerca entre sí, pero sigue habiendo enlaces por puente de hidrógeno entre las moléculas del agua líquida.

Cuando se calienta agua sólida, que se encuentra por debajo de la temperatura de fusión, a medida que se incrementa la temperatura por encima de la temperatura de fusión se debilita el enlace por puente de hidrógeno y la densidad aumenta más hasta llegar a un valor máximo a la temperatura de 3.98ºC y una presión de una atmósfera. A temperaturas mayores de 3.98 ºC la densidad del agua líquida disminuye con el aumento de la temperatura de la misma manera que ocurre con los otros líquidos.

El agua posee una capacidad calorífica muy elevada, es necesaria una gran cantidad de calor para elevar su temperatura 1.0 °K. Para los sistemas biológicos esto es muy importante pues la temperatura celular se modifica muy poco como respuesta al metabolismo. De la misma forma, los organismos acuáticos, si el agua no poseyera esa cualidad, se verían muy afectados o no existirían

Para elevar la temperatura de 1 g de agua en 1 ºC es necesario aportar una cantidad de calor igual a una caloría. Por tanto, la capacidad calorífica de 1 g de agua es igual a 1 cal/K.

Su capacidad calorífica es superior a la de cualquier otro líquido o sólido, siendo su calor específico de 1 cal/g, esto significa que una masa de agua puede absorber o desprender grandes cantidades de calor, sin experimentar apenas cambios de temperatura, lo que tiene gran influencia en el clima (las grandes masas de agua de los océanos tardan más tiempo en calentarse y enfriarse que el suelo terrestre). Sus calores

latentes de vaporización y de fusión (540 y 80 cal/g, respectivamente) son también excepcionalmente elevados.

2.3 Propiedades químicas: tipo de enlace, capacidad (poder) disolvente del agua

- 1)Reacciona con los óxidos ácidos
- 2)Reacciona con los óxidos básicos
- 3)Reacciona con los metales
- 4)Reacciona con los no metales
- 5)Se une en las sales formando hidratos:
- 1)Los anhídridos u óxidos ácidos reaccionan con el agua y forman ácidos oxácidos.
- 2) Los óxidos de los metales u óxidos básicos reaccionan con el agua para formar hidróxidos. Muchos óxidos no se disuelven en el agua, pero los óxidos de los metales activos se combinan con gran facilidad.
- 3) Algunos metales descomponen el agua en frío y otros lo hacían a temperatura elevada.
- 4)El agua reacciona con los no metales, sobre todo con los halógenos, por ej: Haciendo pasar carbón al rojo sobre el agua se descompone y se forma una mezcla de monóxido de carbono e hidrógeno (gas de agua).
- 5)El agua forma combinaciones complejas con algunas sales, denominándose hidratos.En algunos casos los hidratos pierden agua de cristalización cambiando de aspecto, y se dice que son eflorescentes, como le sucede al sulfato cúprico, que cuando está hidratado es de color azul, pero por pérdida de agua se transforma en sulfato cúprico anhidro de color blanco.

La molécula (la, es decir UNA) presenta enlaces covalentes simples entre las partículas que la constituyen, estos son los enlaces intramoleculares (en el interior de la molécula). Las moléculas de agua (las, es decir MUCHAS) presentan enlaces de tipo puente de hidrógeno(enlaces intermoleculares), lo que le confiere a la sustancias propiedades particulares. Este enlace, favorece la orientación de las cargas por lo que se forman los llamados dipolos (zonas de carga electrica) permanentes. La molécula de agua es definitivamente polar debido a la diferencia de electronegatividad que presentan las particulas que la componen.

Acción disolvente

El agua es el líquido que más sustancias disuelve, por eso decimos que es el **disolvente universal**. Esta propiedad, tal vez la más importante para la vida, se debe a su capacidad para formar **puentes de hidrógeno** con otras sustancias que pueden presentar grupos polares o con carga iónica (alcoholes, azúcares con grupos **R-OH**, aminoácidos y proteínas con grupos que presentan cargas**+** y **-** , lo que da lugar a **disoluciones moleculares Fig. 2**. También las moléculas de agua pueden disolver a sustancias salinas que se disocian formando **disoluciones iónicas**.(**Fig.1**)

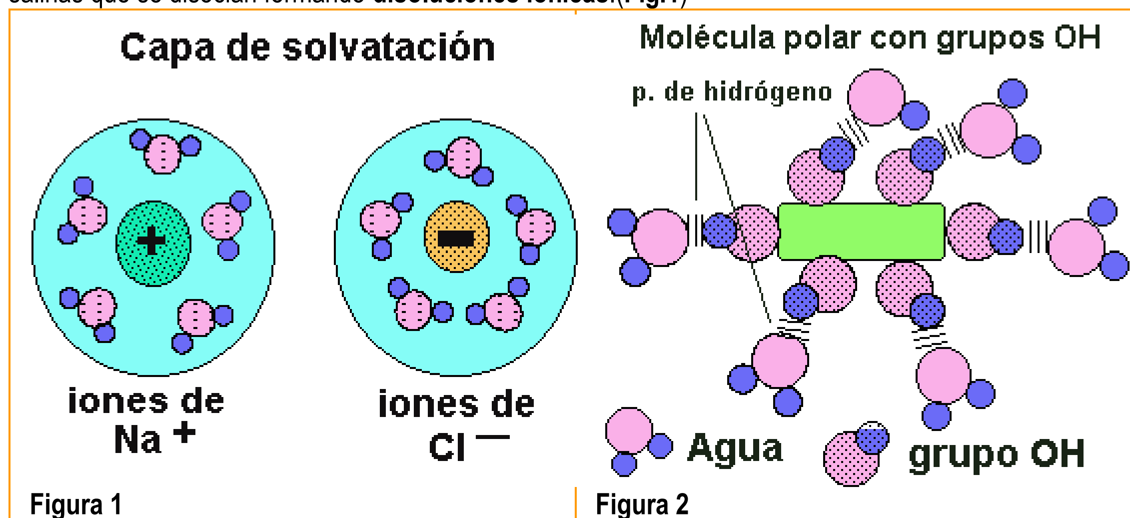


Figura 1

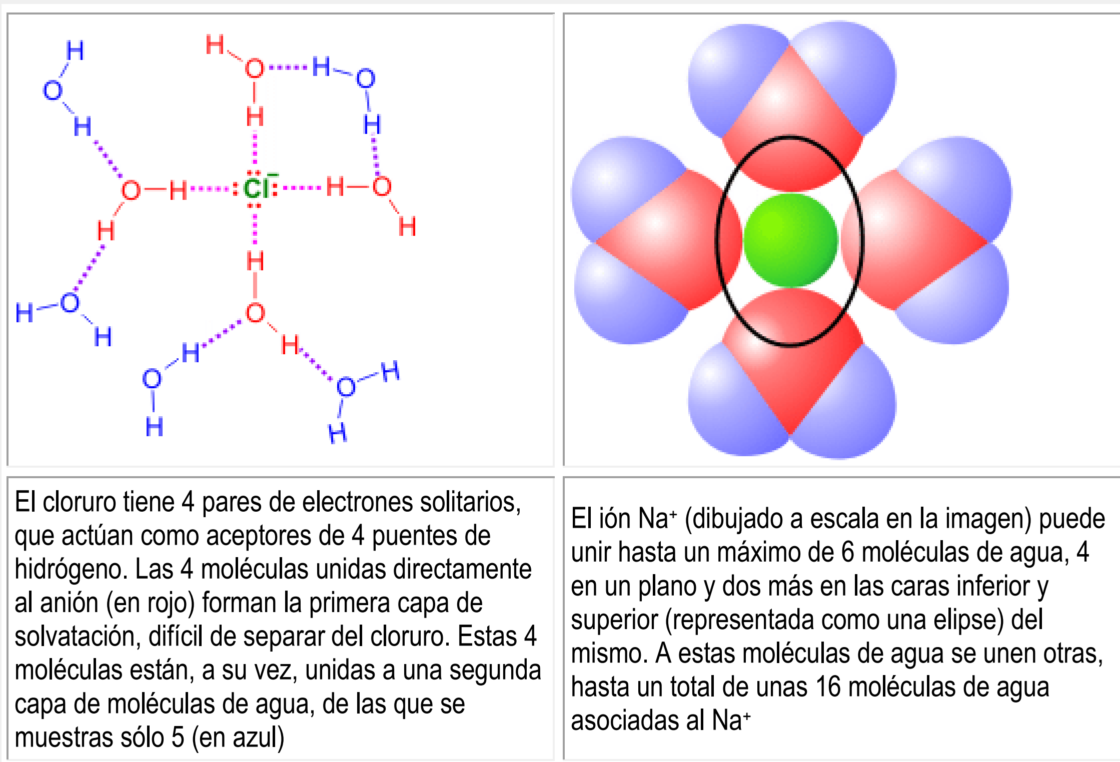
Figura 2

En el caso de las disoluciones iónicas (fig. 1) los iones de las sales son atraídos por los dipolos del agua, quedando "atrapados" y recubiertos de moléculas de agua en forma de **iones hidratados o solvatados**. La **capacidad disolvente** es la responsable de dos funciones:

1. Medio donde ocurren las reacciones del metabolismo
2. Sistemas de transporte

Solubilidad de iones en agua

Con aniones que tengan átomos de oxígeno (CO_3^{2-}, SO_4^{2-}, NO^{-}) pueden formar puentes de hidrógeno, dado que el oxígeno actúa como aceptor de los mismos. Además, hay que tener en cuenta la atracción del anión sobre el dipolo del agua. Lo mismo ocurre con Cl^- o F^-, que tienen pares de electrones solitarios y que pueden actuar como aceptores de puentes de hidrógeno. Por su parte, los cationes como el Na^+, el K^+, el Ca^{++} o el Mg^{++} se rodean de moléculas de agua a las que unen mediante interacciones del tipo ión dipolo; los átomos de oxígeno se orientan hacia el catión.

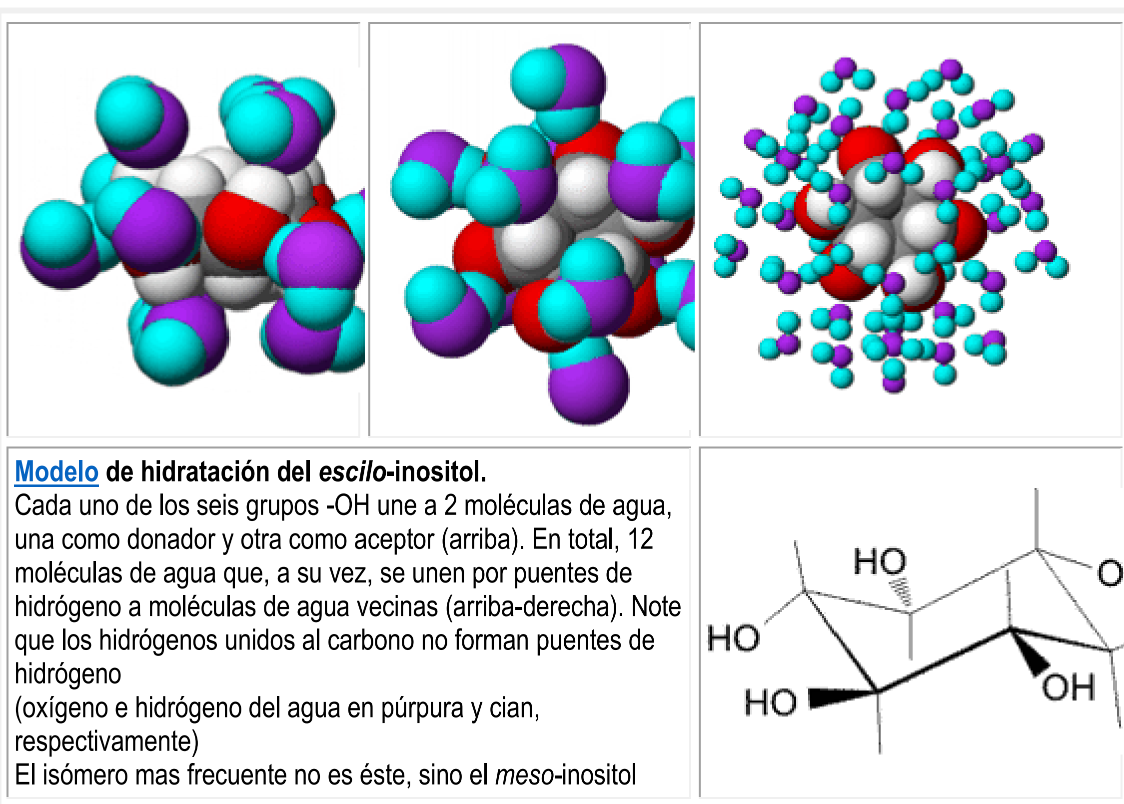


El cloruro tiene 4 pares de electrones solitarios, que actúan como aceptores de 4 puentes de hidrógeno. Las 4 moléculas unidas directamente al anión (en rojo) forman la primera capa de solvatación, difícil de separar del cloruro. Estas 4 moléculas están, a su vez, unidas a una segunda capa de moléculas de agua, de las que se muestras sólo 5 (en azul)	El ión Na^+ (dibujado a escala en la imagen) puede unir hasta un máximo de 6 moléculas de agua, 4 en un plano y dos más en las caras inferior y superior (representada como una elipse) del mismo. A estas moléculas de agua se unen otras, hasta un total de unas 16 moléculas de agua asociadas al Na^+

En cualquier caso el ión se rodea de una capa de moléculas de agua (atmósfera de solvatación). Estas moléculas, a su vez, orientan a las moléculas de agua vecinas, y así sucesivamente; las moléculas más externas se intercambian continuamente con las moléculas de agua del medio. En principio, cuanto más pequeño y más cargado el ión, es decir, cuanto mayor sea su densidad de carga, más fuertemente une a las moléculas de agua, aunque hay discusión sobre el número de moléculas de agua que se pueden considerar como fuertemente unidas a un catión (4 o 6 para el Na^+. por ejemplo). Por otra parte, este número puede depender de la presencia de otros iones en el medio. Los cationes metálicos como el Fe^{3+} se unen a 6 moléculas de agua por enlaces dativos (de coordinación) muy fuertes. Las moléculas de agua se llegar a ionizar al aumentar el pH -hidrólisis de los cationes-; las propiedades específicas de estos complejos no serán tratadas en este tema.

Solubilidad en agua de moléculas neutras.

Las moléculas neutras son solubles -miscibles- en agua si pueden formar puentes de hidrógeno, como aceptoras (acetona), donadoras (mercaptoetanol) o ambas (etanol). La solubilidad de moléculas más grandes y complejas depende del número de grupos (iónicos, polares) que tenga y de la geometría de la molécula.



Modelo de hidratación del *escilo*-inositol.
Cada uno de los seis grupos -OH une a 2 moléculas de agua, una como donador y otra como aceptor (arriba). En total, 12 moléculas de agua que, a su vez, se unen por puentes de hidrógeno a moléculas de agua vecinas (arriba-derecha). Note que los hidrógenos unidos al carbono no forman puentes de hidrógeno
(oxígeno e hidrógeno del agua en púrpura y cian, respectivamente)
El isómero mas frecuente no es éste, sino el *meso*-inositol

2.4 Ácidos y bases

Teoría de Ácidos y Bases de Svante August Arrhenius

Svante August Arrhenius (1859-1927) fue un químico suizo que estudiaba en la escuela para graduados. Nació cerca de Uppsala, estudió en la Universidad de Uppsala y se doctoró el año 1884. Mientras todavía era un estudiante, investigó las propiedades conductoras de las disoluciones electrolíticas (que conducen carga). En su tesis doctoral formuló la teoría de la disociación electrolítica. Él definió los ácidos como sustancias químicas que contenían hidrógeno, y que disueltas en agua producían una concentración de iones hidrógeno o protones, mayor que la existente en el agua pura. Del mismo modo, Arrhenius definió una base como una sustancia que disuelta en agua producía un exceso de iones hidroxilo, OH-. La reacción de neutralización sería:



$H^+ + OH^- \; H_2O$

La teoría de Arrhenius ha sido objeto de críticas. La primera es que el concepto de ácidos se limita a especies químicas que contienen hidrógeno y el de base a las especies que contienen iones hidroxilo. La segunda crítica es que la teoría sólo se refiere a disoluciones acuosas, cuando en realidad se conocen muchas reacciones ácido-base que tienen lugar en ausencia de agua.

En los tiempos de Arrhenius se reconocía a los ácidos en forma general como sustancias que, en solución acuosa.

- Tienen un sabor agrio si se diluyen los suficiente para poderse probar.
- Hacen que el papel tornasol cambie de azul a rojo.
- Reaccionan con los metales activos como el magnesio, zinc y hierro produciendo hidrógeno gaseoso, H_2 (g).
- Reaccionan con los compuestos llamados bases (contienen iones hidróxido, OH^-) formando agua y compuestos llamados sales. La sal que se forma está compuesta por el ion metálico de la base y el ion no metálico del ácido. Casi todas las sales son sólidos cristalinos de alto punto de fusión y de ebullición.

La reacción de un ácido con una base se llama neutralización. Si se mezclan las cantidades correctas de ácidos y bases, se pierden sus propiedades originales. El producto de reacción tiene un sabor que no es agrio ni amargo, sino salado. Se produce una sal y agua cuando un ácido neutraliza una base.

Arrhenius propuso que las propiedades características de los ácidos con en realidad propiedades del ion hidrógeno, H^+, y que los ácidos son compuestos que liberan iones hidrógeno en las soluciones acuosas.

Arrhenius y otros científicos reconocían en términos generales que las bases (también llamadas álcalis) son sustancias que, en solución acuosa,

- Tienen un sabor amargo.
- Se sienten resbalosas o jabonosas al tacto.
- Hacen que el papel tornasol cambie de rojo a azul.
- Reaccionan con lo ácidos formando agua y sales.

Arrhenius explicó que estas propiedades de las bases (álcalis) eran en realidad propiedades del ion hidróxido, OH^-. Propuso que las bases con compuestos que liberan iones hidróxido en solución acuosa. Las definiciones de Arrhenius son útiles en la actualidad, siempre y cuando se trate de soluciones acuosas.

Acidos y bases de Arrhenius:

- Los ácidos liberan iones hidrógeno en agua.
- Las bases liberan iones hidróxido en agua.

Teoría de Ácidos y Bases de Bronsted - Lowry

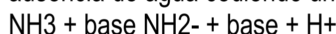
Johannes Niclaus Bronsted (1879-1947), químico danés, nacido en Varde. En 1908 recibió el título de doctor en Filosofía y un cargo de profesor de química en la Universidad de Copenhague. Sus trabajos más importantes fueron en el campo de la termodinámica. Thomas M. Lowry (1847-1936) fue un químico británico que, junto a Johannes Bronsted, anunció una teoría revolucionaria como resultado de los experimentos con ácidos y bases en solución, que desafiaba la definición clásica de ácidos y bases no relacionados al crear un nuevo concepto el de pares ácido-base conjugados.

Las definiciones de Arrhenius de los ácidos y bases son muy útiles en el caso de las soluciones acuosas, pero ya para la década de 1920 los químicos estaban trabajando con disolventes distintos del agua. Se encontraron compuestos que actuaban como bases pero no había OH en sus fórmulas. Se necesitaba una nueva teoría.

Las definiciones de Bronsted - Lorwy son,

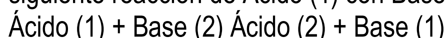
- Un ácido de Bronsted - Lowry es un donador de protones, pues dona un ion hidrógeno, H^+
- Una base Bronsted - Lorwy es un receptor de protones, pues acepta un ion hidrógeno, H^-

Aún se contempla la presencia de hidrógeno en el ácido, pero ya no se necesita un medio acuoso: el amoníaco líquido, que actúa como una base en una disolución acuosa, se comporta como un ácido en ausencia de agua cediendo un protón a una base y dando lugar al anión (ion negativo) amida:



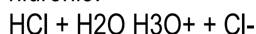
NH_3 + base NH_2^- + base + H^+

El concepto de ácido y base de Brønsted y Lowry ayuda a entender por qué un ácido fuerte desplaza a otro débil de sus compuestos (al igual que sucede entre una base fuerte y otra débil). Las reacciones ácido-base se contemplan como una competición por los protones. En forma de ecuación química, la siguiente reacción de Acido (1) con Base (2)



Ácido (1) + Base (2) Ácido (2) + Base (1)

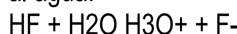
se produce al transferir un protón el Ácido (1) a la Base (2). Al perder el protón, el Ácido (1) se convierte en su base conjugada, Base (1). Al ganar el protón, la Base (2) se convierte en su ácido conjugado, Ácido (2). La ecuación descrita constituye un equilibrio que puede desplazarse a derecha o izquierda. La reacción efectiva tendrá lugar en la dirección en la que se produzca el par ácido-base más débil. Por ejemplo, HCl es un ácido fuerte en agua porque transfiere fácilmente un protón al agua formando un ion hidronio:



$HCl + H_2O$ $H_3O^+ + Cl^-$

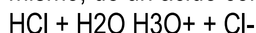
En este caso el equilibrio se desplaza hacia la derecha al ser la base conjugada de HCl, Cl^-, una base débil, y H_3O^+, el ácido conjugado de H_2O, un ácido débil.

Al contrario, el fluoruro de hidrógeno, HF, es un ácido débil en agua y no transfiere con facilidad un protón al agua:



$HF + H_2O$ $H_3O^+ + F^-$

Este equilibrio tiende a desplazarse a la izquierda pues H_2O es una base más débil que F^- y HF es un ácido más débil (en agua) que H_3O^+. La teoría de Brønsted y Lowry también explica que el agua pueda mostrar propiedades anfóteras, esto es, que puede reaccionar tanto con ácidos como con bases. De este modo, el agua actúa como base en presencia de un ácido más fuerte que ella (como HCl) o, lo que es lo mismo, de un ácido con mayor tendencia a disociarse que el agua:



$HCl + H_2O$ $H_3O^+ + Cl^-$

El agua también actúa como ácido en presencia de una base más fuerte que ella (como el amoníaco):


$NH_3 + H_2O$ $NH_4^+ + OH^-$

Teoría de Ácidos y Bases de Gilbert Newton Lewis

Gilbert Newton Lewis (1875- 1946) fue un químico estadounidense que inventó la teoría del enlace covalente. Nació en Weymouth, Massachusetts, y estudió en las universidades de Nebraska, Harvard, Leipzig y Gotinga. Enseñó química en Harvard desde 1899 hasta 1900 y desde 1901 hasta 1906, y en el Instituto de Tecnología de Massachusetts desde 1907 a 1912. A partir de ese año y hasta su muerte fue profesor de química física en la Universidad de California en Berkeley, y también fue decano de la Escuela de Química.

La historia del desarrollo de la teoría de los ácidos y bases no estaría completa sin al menos un breve vistazo al modelo de Lewis de los ácidos y bases. En el año de 1923 Lewis propuso el concepto más general de ácidos y bases y también introdujo el uso de las fórmulas del electrón - punto. De hecho, el empleo de pares electrónicos en la escritura de fórmulas químicas es también la base del modelo ácido - base de Lewis. Según Lewis, las definiciones para ácidos y bases son:

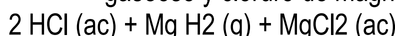
- Un ácido de Lewis es una sustancia capaz de aceptar (y compartir) un par electrónico.
- Un ácido de Lewis es una sustancia capaz de donar (y compartir) un par electrónico.

Todas las sustancias químicas que son ácidos según las teorías de Arrhenius y de Bronsted Lowry también lo son de acuerdo con la teoría de Lewis. Todas las sustancias que son bases según las teorías de Arrhenius y de Bronsted - Lowry lo son también de acuerdo con la teoría de Lewis. Según esta teoría, un ión hidrógeno, H^+, no deja de ser un ácido, y un ión hidróxido, OH^-, es todavía una base, pero las definiciones de Lewis expanden el modelo ácido - base más allá de los modelos de Bronsted y Arrhenius. Las definiciones de Lewis de los ácidos y bases tienen una importancia especial en la química orgánica, pero las definiciones de Arrhenius o de Bronsted - Lowry son por lo general adecuadas para explicar las reacciones en solución acuosa.

Ejemplos

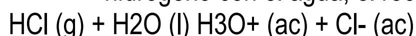
Ejemplo de la teoría de Arrhenius:

- El ácido Clorhídrico , HCl (ac) reacciona con el magnesio metálico produciendo hidrógeno gaseoso y cloruro de magnesio.


2 HCl (ac) + Mg H_2 (g) + $MgCl_2$ (ac)

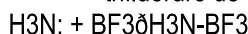
Ejemplo de la teoría de Bronsted - Lowry:

- En la reacción del cloruro de hidrógeno gaseoso, HCl (g), con agua para dar ácido clorhídrico, el HCl (g) es el donador de protones. Todas las bases de Arrhenius son también bases de acuerdo con la definición de Bronsted, pero hay otras bases. En el caso de la reacción del cloruro de hidrógeno con el agua, el receptor de protones (la base) es el agua.


HCl (g) + H_2O (l) H_3O^+ (ac) + Cl^- (ac)

Ejemplo de la teoría de Lewis:

- El amoníaco se comporta como una base, pues es capaz de ceder un par de electrones al trifluoruro de boro para formar un par ácido-base:


H_3N: + BF_3ðH_3N-BF_3

Conclusiones

Hoy en día hay varias teorías acerca de loa ácidos y los bases las cuales difieren ligeramente entre sí pero nos damos cuenta que tienen mucho que ver una con la otra. Por ejemplo, la teoría de Lewis tiene mucho que ver con la de Arrhenius la cual dice que un ácido es aquella sustancia que aporta iones de hidrógeno en solución acuosa y que base es aquella sustancia que aporta iones de hidrógeno en solución acuosa.

La teoría de Bronsted - Lowry por otra parte dice que Un ácido de Bronsted - Lowry es un donador de protones, pues dona un ion hidrógeno, H^+ y que una base Bronsted - Lorwy es un receptor de protones, pues acepta un ion hidrógeno, H^-

2.4.1 Clasificación por su conductividad: fuertes y débiles

Ácido fuerte: Sustancia que en solución acuosa pierde fácilmente su protón.
Ácido débil: Sustancia que en solución acuosa pierde con dificultad su protón, no se disocia fácilmente.
Base fuerte: Aquella que en solución acuosa se disocia fácilmente.
Base débil: Aquella que en solución acuosa no se disocia fácilmente.

De acuerdo a su grado de ionización los ácidos se pueden clasificar en: Acidos fuertes los que se ionizan más de un 40% en soluciones de 0.1 M a 25° C. sus disoluciones conducen perfectamente la corriente eléctrica y químicamente los más activos, entre ellos tenemos, HCl, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$, HCNS, ácidos moderadamente fuertes. Se ionizan de un 5 al 40%, -son regularmente activos.

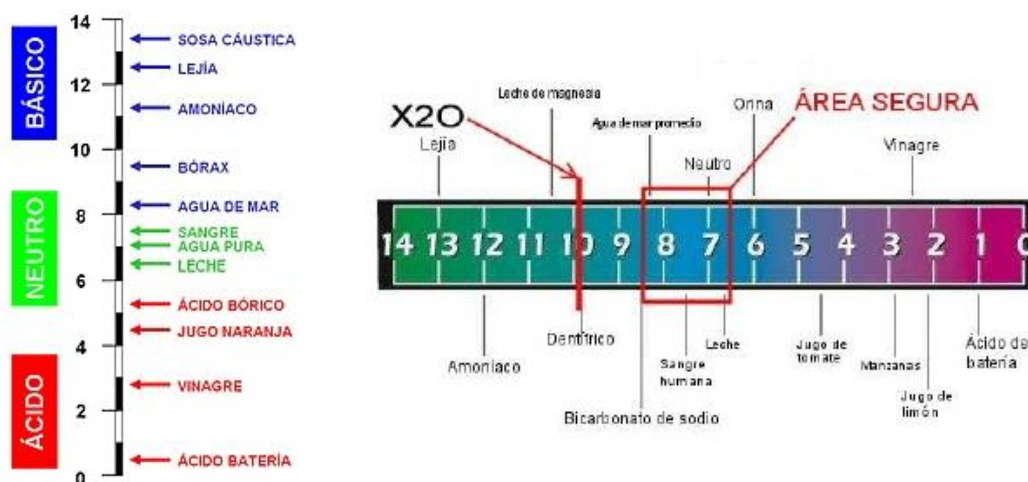
Acidos débiles: se ionizan por debajo de un 5% en soluciones 0.1 M a 25° C. conducen muy poco la corriente eléctrica y son poco activos como ácidos ejemplo ácido acético, ácido carbónico, ácido bórico.

Bases fuertes: Aquellas que en disolución al 0.1 M y al 25% están inoizadas por arriba de un 40% y a igual que los ácidos fuertes, conducen perfectamente la corriente eléctrica y son muy activos, por ejemplo. KOH, NaOH, $Ba(OH)_2$.

Bases débiles: Son aquellas que en disolución al 0.1 M y a 25° C. están ionizadas por abajo de un 5%, conducen muy poca la corriente eléctrica y son poco activos ejemplo el NH_4OH

2.4.2 Diferenciación de las sustancias de acuerdo a su pH

- 2.4.3 Diferenciación de las sustancias de acuerdo con su pH



	$[H^+]$	pH	Ejemplo
Ácidos	1×10^{0}	0	HCl
	1×10^{-1}	1	Ácido estomacal
	1×10^{-2}	2	Jugo de limón
	1×10^{-3}	3	Vinagre
	1×10^{-4}	4	Soda
	1×10^{-5}	5	Agua de lluvia
	1×10^{-6}	6	Leche
Neutral	1×10^{-7}	7	Agua pura
Bases	1×10^{-8}	8	Claras de huevo
	1×10^{-9}	9	Levadura
	1×10^{-10}	10	Tums® antiácidos
	1×10^{-11}	11	Amoníaco
	1×10^{-12}	12	Caliza Mineral - $Ca(OH)_2$
	1×10^{-13}	13	Drano®
	1×10^{-14}	14	NaOH

Ácidos	**Bases**
Tienen sabor agrio (limón, vinagre, etc).	Tiene sabor cáustico o amargo (a lejía)
En disolución acuosa enrojecen la tintura o papel de tornasol	En disolución acuosa azulean el papel o tintura de tornasol
Decoloran la fenolftaleína enrojecida por las bases	Enrojecen la disolución alcohólica de la fenolftaleína
Producen efervescencia con el carbonato de calcio (mármol)	Producen una sensación untuosa al tacto
Reaccionan con algunos metales (como el cinc, hierro,…), desprendiendo hidrógeno	Precipitan sustancias disueltas por ácidos
Neutralizan la acción de las bases	Neutralizan la acción de los ácidos
En disolución acuosa dejan pasar la corriente eléctrica, experimentando ellos, al mismo tiempo una descomposición química	En disolución acuosa dejan pasar la corriente eléctrica, experimentando ellas, al mismo tiempo, una descomposición química
Concentrados destruyen los tejidos biológicos vivos (son corrosivos para la piel)	Suaves al tacto pero corrosivos con la piel (destruyen los tejidos vivos)
Enrojecen ciertos colorantes vegetales	Dan color azul a ciertos colorantes vegetales
Disuelven sustancias	Disuelven grasas y el azufre
Pierden sus propiedades al reaccionar con bases	Pierden sus propiedades al reaccionar con ácidos
	Se usan en la fabricación de jabones a partir de grasas y aceites

2.4.3 Indicadores y pH

Indicador	color ácido		pH viraje		color básico
amarillo de alizarina GG	Amarillo claro		10,0 - 12,1		Rojo castaño
azul de bromofenol	Amarillo		3,0 - 4,6		Violeta
azul de bromotimol	Amarillo		6,0 - 7,6		Azul
fenolftaleína	Incoloro		8,2 - 9,8		Violeta / rosa
m-cresolpúrpura	Amarillo		7,4 - 9,0		Púrpura
naranja de metilo	Rojo		3,1 - 4,4		Amarillo naranja
púrpura de bromocresol	Amarillo		5,2 - 6,8		Púrpura
rojo congo	Azul violeta		3,0 - 5,2		Rojo naranja
rojo de bromofenol	Naranja amarillo		5,2 - 6,8		Púrpura
rojo de cresol	Amarillo		7,0 - 8,8		Púrpura
rojo de fenol	Amarillo		6,4 - 8,2		Rojo
rojo de metilo	Rojo		4,4 - 6,2		Amarillo naranja
rojo neutro	Azul rojizo		6,4 - 8,0		Naranja amarillo
timolftaleína	Incoloro		8,6 - 10,0		Azul
tornasol	Rojo		5,0 - 8,0		Azul
violeta de metilo	Amarillo		0,1 - 1,6		Azul / violeta
4-dimetilaminobenzol	Rojo		2,9 - 4,0		Amarillo naranja
(F) esculina	Índigo débil		1,0 - 1,5		Azul intenso
(F) beta-naftilamina	Incoloro		2,8 - 4,4		Violeta
(F) alfa-naftilamina	Incoloro		3,4 - 4,8		Azul
(F) fluoresceína	Azulado		3,8 - 4,3		Azul intenso
(F) eosina	Incoloro		3,9 - 4,5		Amarillo naranja
(F) eritrosina	Incoloro		3,7 - 4,6		Amarillo verdoso
(F) acridina	Verde		5,3 - 6,4		Violeta
(F) umbeliferona	Incoloro		6,2 - 8,3		Azul intenso
(F) cumarina	Incoloro		9,2 - 10,5		Verde amarillo
(F) beta-metil umbeliferona	Índigo débil		6,9 - 7,1		Azul intenso

(F): Indicador fluorescente.
El color mostrado es sólo ilustrativo y puede no coincidir con el real.

2.5 Soluciones o disoluciones

Una **solución (o disolución) es una mezcla de dos o más componentes**, perfectamente homogénea ya que cada componente se mezcla íntimamente con el otro, de modo tal que pierden sus características individuales. Esto último significa que los constituyentes son indistinguibles y el conjunto se presenta en **una sola fase (sólida, líquida o gas)** bien definida.
Una solución que contiene agua como solvente se llama **solución acuosa**.
Si se analiza una muestra de alguna solución puede apreciarse que en cualquier parte de ella su composición es constante.
Entonces, reiterando, llamaremos **solución o disolución a las mezclas homogéneas que se encuentran en fase líquida**. Es decir, las mezclas homogéneas que se presentan en fase sólida, como las aleaciones (acero, bronce, latón) o las que se hallan en fase gaseosa (aire, humo, etc.) no se les conoce como disoluciones.
Las mezclas de gases, tales como la atmósfera, a veces también se consideran como soluciones.
Las soluciones son distintas de los **coloides** y de las **suspensiones** en que las partículas del soluto son de tamaño molecular y están dispersas uniformemente entre las moléculas del solvente.
Las sales, los ácidos, y las bases se ionizan cuando se disuelven en el agua

Características de las soluciones (o disoluciones):
I) Sus componente no pueden separarse por métodos físicos simples como decantación, filtración, centrifugación, etc.
II) Sus componentes sólo pueden separase por destilación, cristalización, cromatografía.

2.5.1 Concepto de soluto y disolvente



Soluto es aquel componente que se encuentra en menor cantidad y es el que se disuelve. El soluto puede ser sólido, líquido o gas, como ocurre en las bebidas gaseosas, donde el dióxido de carbono se utiliza como gasificante de las bebidas. El azúcar se puede utilizar como un soluto disuelto en líquidos (agua).

- Es la sustancia que se disuelve o solubiliza, se le llama fase dispersa y siempre se encuentra en menor proporción, ya sea en masa o volumen.
- En una solución pueden haber varios solutos.
- A la naturaleza del soluto se deben el color, el olor, el sabor y la conductividad eléctrica de las disoluciones.
- El soluto da el nombre a la solución.

Solvente es aquel componente que se encuentra en mayor cantidad y es el medio que disuelve al soluto. El solvente es aquella fase en que se encuentra la solución. Aunque un solvente puede ser un gas, líquido o sólido, el solvente más común es el agua.
IV) En una disolución, tanto el soluto como el solvente interactúan a nivel de sus componentes más pequeños (moléculas, iones). Esto explica el carácter homogéneo de las soluciones y la imposibilidad de separar sus componentes por métodos mecánicos.

- Es la sustancia que disuelve, solubiliza o dispersa al soluto, 'por lo que se llama fase dispersante y generalmente se encuentra en mayor proporción.
- Existen solventes polares (agua, alcohol etílico y amoníaco) y no polares (benceno, éter, tetracloruro de carbono).
- En las soluciones líquidas se toma como solvente universal al agua debido a su alta polaridad.
- El solvente da el aspecto físico de la solución.

Mayor o menor concentración
Ya dijimos que las disoluciones son mezclas de dos o más sustancias, por lo tanto se pueden mezclar agregando distintas cantidades: Para saber exactamente la cantidad de soluto y de solvente de una disolución se utiliza una magnitud denominada **concentración**.
Dependiendo de su **concentración**, las disoluciones se clasifican en **diluidas, concentradas, saturadas, sobresaturadas.**
Diluidas: si la cantidad de soluto respecto del solvente es pequeña. Ejemplo: una solución de 1 gramo de sal de mesa en 100 gramos de agua.
Concentradas: si la proporción de soluto con respecto del solvente es grande. Ejemplo: una disolución de 25 gramos de sal de mesa en 100 gramos de agua.
Saturadas: se dice que una disolución está saturada a una determinada temperatura cuando no admite más cantidad de soluto disuelto. Ejemplo: 36 gramos de sal de mesa en 100 gramos de agua a 20º C.
Si intentamos disolver 38 gramos de sal en 100 gramos de agua, sólo se disolvería 36 gramos y los 2 gramos restantes permanecerán en el fondo del vaso sin disolverse.
Sobresaturadas: disolución que contiene mayor cantidad de soluto que la permitida a una temperatura determinada. La sobresaturación se produce por enfriamientos rápidos o por descompresiones bruscas. Ejemplo: al sacar el corcho a una botella de refresco gaseoso.
Modo de expresar las concentraciones
Ya sabemos que la concentración de las soluciones es la cantidad de soluto contenido en una cantidad determinada de solvente o solución. También debemos aclarar que los términos diluida o concentrada expresan concentraciones relativas.

Las **unidades de concentración** en que se expresa una solución o disolución pueden clasificarse en **unidades físicas** y en **unidades químicas**.

Unidades físicas de concentración

Las unidades físicas de concentración están expresadas en función del **peso** y del **volumen,** en forma porcentual, y son las siguientes:

a) Tanto por ciento peso/peso **%P/P** = (cantidad de gramos de soluto) / (100 gramos de solución)
b) Tanto por ciento volumen/volumen **%V/V** = (cantidad de cc de soluto) / (100 cc de solución)
c) Tanto por ciento peso/volumen **% P/V** =(cantidad de gr de soluto)/ (100 cc de solución)

a) Porcentaje peso a peso (% P/P): indica el peso de soluto por cada 100 unidades de peso de la solución.

$$\% \frac{P}{P} = \frac{\text{peso del soluto}}{\text{peso de la solución}} \cdot 100$$

b) Porcentaje volumen a volumen (% V/V): se refiere al volumen de soluto por cada 100 unidades de volumen de la solución.

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de la solución}} \cdot 100$$

c) Porcentaje peso a volumen (% P/V): indica el número de gramos de soluto que hay en cada 100 ml de solución.

$$\% \frac{P}{V} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{ml de la solución}} \cdot 100$$

Ejercicio:

Se tiene un litro de solución al 37%. ¿Cuántos litros de agua se tienen que agregar para que quede al 4%?

Resolvamos:

El problema **no indica** las unidades físicas de concentración. Se supondrá que están expresadas en % P/V.

Datos que conocemos: V = volumen, C= concentración

V_1 = 1 litro

C_1 = 37%

37% P/V = significa que hay 37 **gramos de soluto en 100 ml de solución** (solución = soluto + solvente).

C_2 = 4%

V_2 = ¿?

Regla para calcular disoluciones o concentraciones

$V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2$

Puede expresarse en: % P/V

Reemplazando los datos que se tienen del problema, se obtiene:

$$V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2$$

$$1 \text{ litro} \cdot 37\% = V_2 \cdot 4\%$$

$$\frac{1 \text{ litro} \cdot 37\%}{4\%} = V_2$$

$$V_2 = 9,25 \text{ litros}$$

Entonces, si tenemos un litro de solución al 37%; para obtener una solución al 4% es necesario tener un volumen de 9,25 litros; por lo tanto, para saber **cuantos litros de agua hay que agregar** al litro inicial, hacemos:

$V_2 - V_1$ = Volumen de agua agregado

9,25 – 1 = 8,25 litros

Respuesta: Se deben agregar 8,25 litros de agua

Unidades químicas de concentración

Para expresar la concentración de las soluciones se usan también sistemas con unidades químicas, como son:

a) Fracción molar

b) Molaridad **M** = (número de moles de soluto) / (1 litro de solución)

c) Molalidad **m** = (número de moles de soluto) / (1 kilo de solvente)

a) Fracción molar (Xi): se define como la relación entre los moles de un componente (ya sea solvente o soluto) de la solución y los moles totales presentes en la solución.

$$X_{solvente} = \frac{\text{moles de solvente}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$X_{soluto} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$X_{soluto} + X_{solvente} = 1$$

Ejercicio:

Se agregan 3 gramos de sal en una cacerola con 4 litros de agua ¿cuál es la concentración de sal?, o dicho de otra forma ¿cuál es la concentración de la solución?

Calcular la fracción molar de solvente y de soluto: Recordemos que la fracción molar expresa la concentración de una solución en Moles de Soluto o de Solvente por Moles Totales de la Solución.

Solvente: agua (H_2O)

Soluto: sal (NaCl)

Datos que conocemos: 3 gramos de soluto y 4.000 cm^3 (4 litros) de solvente.

Con estos datos debemos resolver el problema, calculando 4 valores significativos: **moles de solvente, moles de soluto, fracción molar de solvente** y **fracción molar de soluto**.

Para el agua, se conoce su masa molar = $M(H_2O)$ = 18 g/mol (1 mol de H_2O contiene 18 g, formados por 2 g de H y 16 g de O).

Averiguar cuántos moles de solvente H_2O) tenemos:

$$Moles_{solvente} = \frac{\text{masa total}_{solvente}}{\text{masa molar}_{solvente}}$$

$$Moles_{solvente} = \frac{4.000\text{ g } H_2O}{18\text{ g / mol}} = 222{,}22 \text{ moles}$$

Para la sal (NaCl) su masa molar = M(NaCl) = 58,5 g/mol (1 mol de sal equivale a 58,5 g, formados por 23 g de Na y 35,5 g de Cl)

Averiguar cuántos moles de soluto tenemos:

$$Moles_{soluto} = \frac{\text{masa total}_{soluto}}{\text{masa molar}_{soluto}}$$

$$Moles_{soluto} = \frac{3\,g\,NaCl}{58{,}5\,g\,/\,mol} = 0{,}05128\ moles$$

Ahora que conocemos la cantidad de moles de solvente y la cantidad de moles de soluto, podemos calcular las fracciones molares de solvente y de soluto:
Fracción molar del solvente = $X_{solvente}$

$$X_{solvente} = \frac{moles\ de\ solvente}{moles\ de\ soluto + moles\ de\ solvente}$$

$$X_{H_2O} = \frac{222{,}2\ moles\ de\ H_2O}{0{,}05128\ moles\ de\ NaCl + 222{,}2\ moles\ de\ H_2O} = 0{,}99977$$

Fracción molar del solvente (agua) = 0,99977

Fracción molar del soluto= X_{soluto}

$$X_{soluto} = \frac{moles\ de\ soluto}{moles\ de\ soluto + moles\ de\ solvente}$$

$$X_{NaCl} = \frac{0{,}05128\ moles\ de\ NaCl}{0{,}05128\ moles\ de\ NaCl + 222{,}2\ moles\ de\ H_2O} = 0{,}00023$$

Fracción molar del soluto= 0,00023
Pero sabemos que:

$$X_{soluto} + X_{solvente} = 1$$

Entonces: 0,99977 + 0,00023 = 1

b) Molaridad (M): Es el número de moles de soluto contenido en un litro de solución. **Una solución 4 molar (4 M) es aquella que contiene cuatro moles de soluto por litro de solución**.

$$M = \frac{moles\ de\ soluto}{litros\ de\ solución}$$

Ejercicio:
¿Cuál será la **molaridad** de una solución que contiene 64 g de Metanol (masa molar del metanol 32 gr/mol) en 500 ml de solución?
Datos conocidos: metanol 64 g
Masa molar del metanol: 32 g/mol
Masa de la solución: 500 ml (0,5 litro)
Primero calculamos la cantidad de moles que hay en 64 g de metanol.
Si un mol de metanol equivale a 32 g, 64 g equivalen a 2 moles (64/32=2)
Aplicamos la fórmula:

$$M = \frac{2\ moles}{0{,}5\ litros} = 4\ molar$$

Respuesta: 4 molar
(Ver: PSU: Química; Pregunta 12_2006)

c) Molalidad

En primer lugar debemos advertir que **molalidad** no es lo mismo que mola**ri**dad por lo cual debemos evitar confundirlas puesto que el nombre es muy parecido pero en realidad cambian mucho los cálculos, y es un grave error pero muy frecuente.
En la **molalidad** relacionamos la **molaridad del soluto** con el que estamos trabajando con la **masa del disolvente** (en kg) que utilizamos.
La **definición** de molalidad es la siguiente:
Relación entre el número de moles de soluto por kilogramos de disolvente (m)

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa del solvente (kg)}}$$

Solubilidad
En química, la solubilidad mide la capacidad de una determinada sustancia para disolverse en un líquido. Algunos líquidos, tales como agua y alcohol, pueden ser disueltos en cualquier proporción en otro solvente. Sin embargo, el azúcar tiene un límite de solubilidad ya que al agregar cierta cantidad adicional en una solución está dejará de solubilizarse, llamándose a esta solución saturada.
Es la proporción en que una cantidad determinada de una sustancia se disolverá en una cantidad determinada de un líquido, a una temperatura dada.
En términos generales, es la facilidad con que un sólido puede mezclarse homogéneamente con el agua para proporcionar una solución química.
Concepto
La **solubilidad** es la mayor cantidad de soluto (gramos de sustancia) que se puede disolver en 100 gramos (g). de disolvente a una temperatura fija, para formar una disolución saturada en cierta cantidad de disolvente.
Las sustancias no se disuelven en igual medida en un mismo disolvente. Con el fin de poder comparar la capacidad que tiene un disolvente para disolver un producto dado, se utiliza una magnitud que recibe el nombre de **solubilidad**.
La capacidad de una determinada cantidad de líquido para disolver una sustancia sólida no es ilimitada. Añadiendo soluto a un volumen dado de disolvente se llega a un punto a partir del cual la disolución no admite más soluto (un exceso de soluto se depositaría en el fondo del recipiente). Se dice entonces que está saturada.
Pues bien, la solubilidad de una sustancia respecto de un disolvente determinado es la concentración que corresponde al estado de saturación a una temperatura dada.
Las solubilidades de sólidos en líquidos varían mucho de unos sistemas a otros. Así a 20º C la solubilidad del cloruro de sodio (NaCl) en agua es 6 M (molar) y en alcohol etílico (C_2H_6O), a esa misma temperatura, es 0,009 M (molar). Cuando la solubilidad es superior a 0,1 M (molar) se suele considerar la sustancia como soluble en el disolvente considerado; por debajo de 0,1 M (molar) se considera como poco soluble o incluso como insoluble si se aleja bastante de este valor de referencia.
La solubilidad depende de la temperatura; de ahí que su valor vaya siempre acompañado del de la temperatura de trabajo. En la mayor parte de los casos, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura.
Factores que determinan la solubilidad
Solubilidad en líquidos: al elevar la temperatura aumenta la solubilidad del soluto gas en el líquido debido al aumento de choques entre moléculas contra la superficie del líquido. También ocurre lo mismo con la presión.
Solubilidad de líquidos en líquidos: Al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad de líquidos en líquidos. En este caso la solubilidad no se ve afectada por la presión.
Solubilidad de sólidos en líquidos: la variación de solubilidad está relacionada con el calor absorbido o desprendido durante el proceso de disolución. Si durante el proceso de disolución se absorbe calor la solubilidad crece con el aumento de la temperatura, y por el contrario, si se desprende calor durante el proceso de disolución, la solubilidad disminuye con la elevación de temperatura. La presión no afecta a la solubilidad en este caso.
Unidades de medida
Puesto que la solubilidad es la máxima concentración que puede alcanzar un soluto, se medirá en las mismas unidades que la concentración.

Es habitual medirla en gramos de soluto por litro de disolución (g/l) o en gramos de soluto por cada 100 cc de disolución (%).
Aunque la unidad de medida se parezca a la de la densidad, no es una medida de densidad. En la densidad, masa y volumen se refieren al mismo cuerpo. En la solubilidad, la masa es de soluto y el volumen es de la disolución, de la mezcla de soluto y disolvente

2.6 *Contaminación del agua*

¿Qué contamina el agua?

- Agentes patógenos.- Bacterias, virus, protozoarios, parásitos que entran al agua provenientes de desechos orgánicos.
- Desechos que requieren oxígeno.- Los desechos orgánicos pueden ser descompuestos por bacterias que usan oxígeno para biodegradarlos. Si hay poblaciones grandes de estas bacterias, pueden agotar el oxígeno del agua, matando así las formas de vida acuáticas.
- Sustancias químicas inorgánicas.- Acidos, compuestos de metales tóxicos (Mercurio, Plomo), envenenan el agua.
- Los nutrientes vegetales pueden ocasionar el crecimiento excesivo de plantas acuáticas que después mueren y se descomponen, agotando el oxígeno del agua y de este modo causan la muerte de las especies marinas (zona muerta).
- Sustancias químicas orgánicas.- Petróleo, plásticos, plaguicidas, detergentes que amenazan la vida.
- Sedimentos o materia suspendida.- Partículas insolubles de suelo que enturbian el agua, y que son la mayor fuente de contaminación.
- Sustancias radiactivas que pueden causar defectos congénitos y cáncer.
- Calor.- Ingresos de agua caliente que disminuyen el contenido de oxígeno y hace a los organismos acuáticos muy vulnerables.

Fuentes Puntuales Y No Puntuales

- Las fuentes puntuales descargan contaminantes en localizaciones específicas a través de tuberías y alcantarillas. Ej: Fábricas, plantas de tratamiento de aguas negras, minas, pozos petroleros, etc.
- Las fuentes no puntuales son grandes áreas de terreno que descargan contaminantes al agua sobre una región extensa. Ej: Vertimiento de sustancias químicas, tierras de cultivo, lotes para pastar ganado, construcciones, tanques sépticos.

2.6.1 Principales contaminantes: físicos, químicos y biológicos

QUIMICOS:

Los químicos son aquellos que alteran la composición del agua y/o reaccionan con ella.
Los agentes químicos representan seguramente el grupo de contaminantes más importante - debido a su gran número y a la omnipresencia en todos los campos laborales y en el medio ambiente.
Como contaminantes químicos se puede entender toda sustancia orgánica e inorgánica, natural o sintética que tiene probabilidades de lesionar la salud de las personas en alguna forma o causar otro efecto negativo en el medio ambiente.
Los agentes químicos pueden aparecer en todos los estados físicos.

Gaseoso

Gases propiamente dichos, vapores (sustancias de estado normal liquido o sólido - vapor de mercurio por ejemplo) y humos (resultado de la combustión de sustancia orgánica - también puede ser clasificado como sólido
Fuentes de contaminantes gaseosos pueden ser por ejemplo:

- Emisiones continuas como:la descarga de chimeneas,
  quema de mercurio a aire libre,
  emisiones de máquinas, vehículos y del tránsito en general,
  desaireacion de tanques y emanaciones volátiles de la superficie de lagunas de residuos
- Emisiones instantáneas / momentáneas como todo tipo de emisión accidental (por ejemplo incendios)

Los contaminantes gaseosos son importantes para la geología ambiental cuando las sustancias precipitan con el peligro de contaminar suelo o agua.
En cambio, contaminantes sólidos y líquidos pueden ser liberados directamente al sistema suelo / agua subterránea con los efectos ambientales correspondientes.

Sólido

El grupo de sustancias sólidas incluye sustancias como minerales de asbestos, sustancias contaminantes adsorbidas a partículas sólidas, sólidos en suspensión y también los polvos (los últimos dos con carácter transitorio entre sólido y gaseoso).
Contaminantes sólidos también pueden ser distintos tipos de basura como por ejemplo:

- Suelo / roca excavado o residuos de la construcción (en general no tóxico, pero con la problema de almacenarlo en alguna parte)
- Basura domestico / industrial en general
- Otras sustancias que hay que considerar como residuos especiales o tóxicos

Líquido

Todo tipo de sustancia liquida que puede causar danos para la salud incluyendo por ejemplo todo tipo de combustible que puede destruir ecosistemas o recursos hídricos en general y que pueden afectar finalmente también el ser humano.
Los líquidos pueden ser liberados al medio ambiente en forma controlada / intencional o en forma incontrolada.
Forma controlada:
(controlada significa: se conoce la cantidad y la concentración exacta de los residuos y (más o menos) el área de la dispersión que (ojalá) permite reducir el riesgo.)

- Descarga de residuos sobre aguas superficiales (océano),
- Infiltración intencionada de residuos / ácidos al suelo o la dispersión de pesticidas sobre un terreno etcétera

Forma incontrolada:

- Emisión de líquidos por un accidente o por manipulación / almacenamiento inadecuado (cambio de aceite de una máquina, escape de un tanque en mal estado etcétera),
- Formación de lixiviado y filtración de sustancias liquidas al subterránea (hacia el agua subterránea). Esto incluye la formación de aguas ácidas de una mina

Importante:
La clasificación en emisión controlada - incontrolada no dice nada sobre el peligro real de la sustancia; también una descarga intencional puede tener un impacto muy negativo o incluso un efecto al medio ambiente incontrolado.

Peligro de contaminantes

El grado de peligro de contaminantes químicos se puede considerar según los siguientes factores:

- Explosividad:

(La capacidad de una sustancia para expandir sus moléculas en forma brusca y destructiva.)

- Inflamabilidad

(La capacidad de una sustancia para producir combustión de sí misma, con desprendimiento de calor.)

- Toxicidad

(La capacidad de una sustancia para producir daños a la salud de las personas que están en contacto con ella.)

- Reactividad

(La capacidad de una sustancia para combinarse con otras y producir un compuesto de alto riesgo (como compuesto inflamable, explosivo, tóxico etc.)

- Corrosividad

(Sustancias con propiedades ácidas o alcalinas.)

Clasificación de contaminantes químicos

Los agentes químicos representan el grupo de contaminantes más importante debido a su gran número y la omnipresencia en todos los campos laborales y en el medio ambiente.
Como agentes (o contaminantes) químicos se puede entender toda sustancia orgánica e inorgánica, natural o sintética que tiene probabilidades de lesionar la salud de las personas en alguna forma.
Los contaminantes químicos se pueden diferenciar según el siguiente esquema:

(1) asbestos, sílice y otros minerales
(2) metales
ejemplos:
plomo, mercurio y compuestos orgánicos de mercurio, cadmio, zinc, cromo y cobre (entre otros)
(3) semimetales
arsénico, fósforo, selenio, telurio
(4) otras sustancias y compuestos inorgánicos como:

- halógenos (flúor, cloro, bromo)
- azufre y compuestos de azufre (ácido sulfúrico, dióxido de azufre)
- derivados del nitrógeno (amoniaco, óxidos de nitrógeno)
- cianuro, ácido cianhídrico, derivados cianohalogenados
- (Entre otros)

(5) compuestos orgánicos
Hidrocarburos como:

- hidrocarburos alifaticos (todo tipo de combustible, metano, butano, propano etcétera)
- hidrocarburos aromáticos (benceno, tolueno, xileno) ("BTX")
- hidrocarburos aromáticos policiclicos (antraceno, benzoantraceno, naftalina)
- hidrocarburos clorados / halogenizados (clorobenceno, clorofenol)

Otros grupos de compuestos orgánicos como por ejemplo:
Alcoholes (metilico, propilico etcétera)
aldehídos (formaldehído)
Glicoles
Cetonas
Esteres
Eteres
Acidos orgánicos

1 Metales pesadas y semimetales

Ejemplos son:
Talio, Bario, Cadmio, Plomo, Mercurio, Cromo, Cinc, Níquel, Cobre, Arsénico (entre otros).
Las fuentes de estas sustancias pueden ser natural o artificial.
Yacimientos de minerales (o anomalías geoquimicas como zonas de alteración hidrotermal) pueden mostrar contenidos
elevados de metales pesadas y otros oligoelementos en el suelo y el agua. Por procesos naturales (meteorizacion) los elementos químicos nocivos pueden ser liberados al suelo y al agua - alcanzando a veces valores que sobrepasan todas las normas permisibles.
Aparte de esto, los metales pesadas tienen gran distribución y un amplio espectro de aplicaciones en industria y técnica. Los relaves que produce
la minería contienen muchas veces (o sea, siempre) metales pesadas como plomo o mercurio.

Plomo

Aproximadamente el 50 % del plomo se usan en forma pura o el aleaciones Para soldadura (50 - 80 % Pb), Tipo de imprenta (60 - 90 % Pb), bronce (hasta 15 a 20 % de Pb).
La otra mitad se usa en numeroso compuestos químicos como por ejemplo el Plomo tetraetilo C2H5Pb en el combustible plomado.
Los mejores consumidores del plomo son la industria de baterías (con un gran porcentaje de reciclaje de baterías), la industria de petróleo (componente del combustible) y otros como industria de cables, pinturas entre otros.

Mercurio

Mercurio aparece en la naturaleza en forma elemental (liquido) y compuesto con otros elementos químicos (ejemplo: HgS -
Cinabrio).
En la minería artesanal de oro se utiliza el mercurio elemental para la amalgamizacion de oro. El oro se obtiene por la quema del amalgamo (vaporización del mercurio)
El mercurio liberado al medio ambiente forma con otros elementos químicos compuestos que son más problemáticos que el mercurio puro.

En particular se trata del mercurio metilizado, un compuesto orgánico $[(CH_3)_2Hg]$. Este compuesto es fácil soluble y de gran toxicidad.
La actividad de microorganismos (bacterias, algas, hongos) transforma el mercurio a mercurio metilizado que se acumula con gran facilidad en organismos vivos.

2 Compuestos inorgánicos

Ejemplos son compuestos como sulfato, nitrato, nitrito, fosfato y cianuro por ejemplo.
También aguas ácidas generadas por la minería forman parte de este grupo de sustancias.

Cianuro (CN^-)

El Cianuro es un co - producto de varios industrias como productores de fertilizantes y también de la minería de oro.
Se obtiene el oro por un proceso de dos fases:

1ª fase: Cianuración


$2\ Au + 8\ NaCN + 2\ H_2O + O_2 = 2\ NaAu(CN)_2 + 2\ NaOH$

(en realidad la reacción es un poco más complicada)

2ª fase: Recuperación del oro por precipitación de cinc


$Zn + 2\ NaCN + NaAu(CN)_2 = Au + Na_2Zn(CN)_2$

(El cinc metálico reacciona con iones de cianuro y el complejo de cianuro-oro liberando el oro metálico)
Para la cianuración del oro se requiere concentraciones de 100 mg/l de NaCN (que equivale a 50 mg/l cianuro libre), en el caso que no hay otros metales presentes que forman complejos de cianuro.
En forma parecida se obtiene también plata de la roca, pero hay que emplear cantidades mayores de cianuro en mayor concentración.
En la roca hay otros minerales / metales aparte de oro y plata, que también forman compuestos de cianuro como por ejemplo:
$Fe(CN)_6^{4-}$, $Fe(CN)_6^{3-}$, $Ni(CN)_6^{2-}$, además compuestos de cinc y cobre entre otros.
Otro compuesto es el thiocianato SCN^- que se forma como producto de la reacción del cianuro con azufre, liberado por ejemplo de pirita.
Lo más elevado el consumo de cianuro en el proceso (sobre todo para la obtención de plata), lo más incrementa la formación de compuestos del cianuro con otros metales (es decir, lo más alta la cantidad de metales liberados de la roca).
Si las aguas residuales del proceso son liberados al medio ambiente sin tratamiento contienen pequeñas cantidades de cianuro libre y grandes cantidades de complejos cianuro - metal con distinta solubilidad y toxicidad.
El cianuro libre (CN^-) es altamente tóxico y forma compuestos tanto orgánicos como inorgánicos cuales también pueden ser
tóxicos por su parte.
Experimentos con peces mostraron una toxicidad de LC-50 = 96 horas (mortalidad de 50 % de los animales después de 96
horas) para compuestos de cianuro en las siguientes concentraciones:
0,18 - 0,26 mg/l $Zn(CN)_4^{2-}$
0,02 mg/l KCN (Cianuro de Potasio)
0,042 mg/l HCN (Cianuro Hidrogenizado o ácido prusio)

BIOLOGICOS:

Los biológicos son organismos, o microorganismos, que son dañinos o que se encuentran en exceso (plagas, como los lirios acuáticos, de rápida propagación).
En general: todos los agentes representados por organismos vivos (la mayoría suelen que ser microorganismos como bacterias, virus, hongos etcétera).
Se puede imaginar por ejemplo la existencia de un microclima dentro de una mina subterránea que favorece el crecimiento de hongos.
Falta de higiene alrededor de una mina / plata puede favorecer la presencia de parásitos o otros portadores de enfermedades como ratas - seguramente un problema más frecuente en la minería artesanal que en la gran minería).

FISICOS:

Los físicos son los que no reaccionan con el agua, pero pueden dañar la vida en el ecosistema.

Los contaminantes físicos son caracterizados por un intercambio de energía entre persona y ambiente en una dimensión y/o velocidad tan alta que el organismo no es capaz de soportarlo.
Por varias razones el contaminante físico que más que otros está relacionado con la geología ambiental es la radiactividad (natural o artificial).
La radioactividad natural puede generar problemas ambientales por ejemplo en la cercanía de yacimientos de Uranio (y otros
minerales radioactivos).
Las distintas aplicaciones de sustancias radioactivas en ciencia, técnica y en la producción de energía y también el uso militar
generan cantidades considerables de desechos radioactivos.
La búsqueda y la habilitación de lugares seguros para el almacenamiento definitivo de este tipo de deshecho es un problema para cada país que utiliza sustancias radioactivas para fines civiles o militares.
El aspecto geológico de la solución de este problema forma parte de la geología ambiental.

Tipos de radiación ionizante

La radiación ionizante se llama así porque - debido a la alta energía que tiene - puede producir iones en la materia que está en contacto con ella (la materia puede ser por ejemplo el cuerpo humano).
Los tipos de radiación ionizante hay que diferenciar en:

Radiación electromagnética muy intensa	**Radiación de partículas**
Rayos - X y Radiación γ	Radiación ð y Radiación ð

(La radiación ð,ð y γ representan lo que se entiende como "radioactividad".)

Fuentes

Existen numerosos aplicaciones en técnica y medicina que utilizan emisores de radiaciones ionizantes, por ejemplo:

- Exámenes radiológicos en la medicina
- La análisis de minerales (difractometría de rayos - X, análisis de fluorescencia de rayos - X)
- Uso de indicadores o marcadores radioactivos ("tracer") (ejemplo: en petroleoductos a veces se mandan distintos tipos de petróleo, o material de distinta calidad. En este caso se pueden marcar un producto con un elemento radioactivo para indicar donde termina un lote y donde comienza el segundo, agregando una pequeña cantidad de un tracer.)

El fuente más importante de material radioactivo (tanto por la cantidad de material que producen, como por las características nocivas de las sustancias que generan) son las plantas nucleares.
La generación de "basura" radioactivo por parte del militar de algunos países también hay que considerar - sea por el uso de motores nucleares en algunos submarinos u otros buques de guerra o sea por el reemplazo o la desarmación del arsenal nuclear.
Otras fuentes de radiaciones son naturales como minerales radioactivos (minerales de Uranio por ejemplo).
La minería de estos minerales puede generar un impacto ambiental muy negativa liberando concentrados de sustancias radioactivas al medio ambiente.

El problema del Radón.

Una fuente natural de radioactividad es el gas radioactivo Radón. Radón es un gas radioactivo que pertenece a la cadena de desintegración del Uranio. Se forma por desintegración de Radio - 226 a Radón - 222.
En todos los partes donde existen minerales que contienen Uranio - entonces en cualquier roca magmática - se forma Radón.
Concentraciones relativamente altas de Radón se encuentran en zonas de rocas magmáticas en general.
El gas puede difundir por las fracturas y grietas de la roca al ambiente. En lugares de mala ventilación (el sótano de una casa o una mina subterránea) las concentraciones pueden ser importantes.
El Radón es un elemento químico que pertenece al grupo de los gases preciosos (como Helio, Argón etcétera) y así no es nocivo - ni es venenoso ni tiene otra propiedad tóxica.
La inhalación y exhalación del radón no causa daño ninguno a la salud. Problemáticos son los productos de la desintegración radioactiva del radón.

La vida media del Radón es de solo 3,8 días y se desintegra emitiendo radiación a para formar isótopos también radioactivos de Polonio, Plomo y Bismuto, Telurio y Astato.
Si el núcleo del gas se descompone dentro del pulmón emite una partícula a y además los productos sólidos de la desintegración no pueden ser eliminados por la respiración pero quedan ahí - y pueden desarrollar todo efecto biológico posible en el tejido del cuerpo (del pulmón).
La dosis de radiación que cualquier persona recibe en el caso normal no tiene que causar preocupación. Un peligro para la salud existe cuando la persona esta expuesta por mucho tiempo a concentraciones significativos de Radón.
De la región minera de Schneeberg (Erzgebirge, "montaña de mena") en Alemania se sabe desde el siglo 15 que los mineros en minas de plata sufrieron muy frecuentemente una misteriosa enfermedad del pulmón - que posteriormente (en el año 1879) se identificaron como cáncer pulmonar.
Se puede imaginar que personas que trabajan mucho tiempo en un ambiente con una concentración elevada de radón pueden sufrir daños severos de la salud.
Investigaciones indican que desde una exposición a 3000 Bq / m3 aire aumenta el riesgo de cáncer pulmonar.
Una casa "normal" (con sótano) cuenta con 50 hasta 1000 Bq / m3 aire. En casos extremos de casas en la ciudad de Schneeberg mediciones reportan valores de hasta 50000 Bq / m3 aire.
Se estima que la exposición a radón causa entre 30 y 90 muertos de cáncer adicional entre 1 millón de personas

2.6.1 Principales contaminantes

- **Físicos**: Material flotante depositable, espumas, líquidos insolubles y calor
- **Químicos**: Compuestos orgánicos, iones inorgánicos y material radiactivo
- **Biológicos**: Bacterias y hongos, algas t vegetales y protozoarios

2.6.2 Fuentes generadoras: industria, urbana y agrícolas

2.6.2 Fuentes generadoras

- **Industrial**: Compuestos orgánicos, hidrocarburos y metales
- **Urbana**: Restos orgánicos, residuos sólidos y detergentes
- **Agrícola**: Abonos, fertilizantes y plaguicidas

2.7 Importancia y aplicaciones del agua para la humanidad

- Uso estético
- Debe cumplir con los siguientes criterios:
  - Ausencia de material flotante y de espumas provenientes de la actividad humana
  - Ausencia de grasas y aceites que forman películas visibles
  - Ausencia de sustancias que produzcan olor
- Modera la temperatura en el entorno y los organismos
- Afecta el clima

2.8 Uso responsable y preservación del agua

- No desperdiciarla
- Reutilizarla
- Reducir la cantidad que se emplea
- Optimizar su utilización

<u>3 AIRE</u>

3.1 Que es el aire

Se denomina **aire** a la mezcla homogénea de gases que constituye la atmósfera terrestre, que permanecen alrededor del planeta Tierra por acción de la fuerza de gravedad. El aire es esencial para la vida en el planeta y transparente en distancias cortas y medias

3.2 Composición porcentual del aire

La atmósfera terrestre está constituida principalmente por nitrógeno (78%) y oxígeno (21%). El 1% restante lo forman el argón (0,9%), el dióxido de carbono (0,03%), distintas proporciones de vapor de agua, y trazas de hidrógeno, ozono, metano, monóxido de carbono, helio, neón, kriptón y xenón

3.3 Reacciones del oxigeno

3.3.1 Reacciones de combustión

Corresponden a reacciones químicas donde ocurre una reacción de oxidación rápida (en algunos casos violenta), en las cuales un combustible reacciona en presencia de un comburente, que en general es oxígeno o aire, produciendo gran liberación de energía calórica (reacciones exotérmicas), luz y generándose vapor de agua y dióxido de carbono.

Este tipo de reacciones de combustión, es muy utilizada por la gran cantidad de energía calórica entregada. Se utiliza en motores de combustión (utilizados en los diferentes medios de transporte), en hornos y calderas industriales, en generadores eléctricos, en centrales termoeléctricas, en calefactores, cuando cocinas, cuando usas la parrilla, etc.

A nivel de ecuaciones químicas podemos observar estas reacciones en los siguientes ejemplos:

- Cuando se quema un hidrocarburo como el metano (CH4) en presencia de oxígeno.

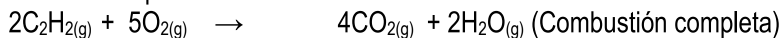


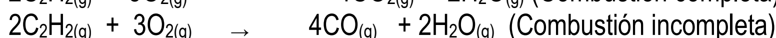
$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$

- Cuando se quema el gas propano (C3H8) que viene en los cilindros de gas licuado con oxígeno.

$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$

- Cuando se utiliza acetileno (C2H2) utilizado en sopletes para soldar, donde alcanza altas temperaturas.


$2C_2H_{2(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$ (Combustión completa)


$2C_2H_{2(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{(g)} + 2H_2O_{(g)}$ (Combustión incompleta)

CONDICIONES NECESARIAS PARA QUE OCURRA UNA REACCIÓN DE COMBUSTIÓN

- Un elemento combustible
- Un comburente
- Calor para que el combustible desprenda vapores
- Fuente de ignición

ELEMENTO COMBUSTIBLE

Sustancia que puede estar en estado gaseoso, líquido o sólido que en presencia de un elemento comburente como el oxígeno bajo determinadas condiciones puede iniciar una oxidación rápida, liberando energía (calor) y generando a su vez productos de combustión.

COMBURENTE

Sustancia (generalmente oxígeno) que reacciona con el combustible provocando su oxidación rápida (combustión), bajo determinadas condiciones.

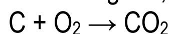
CALOR

Para que ocurra la combustión es necesario, entregar energía al combustible, para que éste comience a desprender vapores, los que reaccionaran con el oxígeno una vez alcanzada la temperatura de ignición (temperatura a la cual se inicia la combustión y ésta es capaz de mantenerse sin necesitar adicionar calor externo).

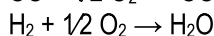
FUENTE DE IGNICIÓN

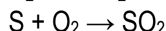
Energía necesaria para encender la mezcla inflamable. Puede ser, por ejemplo; un fósforo o una chispa eléctrica.

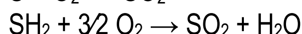
Las reacciones químicas que se utilizan en el estudio de las combustiones técnicas tanto si se emplea aire u oxigeno, son muy sencillas y las principales son:


$C + O_2 \rightarrow CO_2$


$CO + 1/2\ O_2 \rightarrow CO_2$


$H_2 + 1/2\ O_2 \rightarrow H_2O$


$S + O_2 \rightarrow SO_2$


$SH_2 + 3/2\ O_2 \rightarrow SO_2 + H_2O$

Entre las sustancias más comunes que se pueden encontrar en los productos o humos de la reacción se encuentran:

CO_2 : Dióxido de Carbono
H_2O : Vapor de Agua
N_2 : Nitrógeno gaseoso
O_2 : Oxigeno gaseoso
CO : Monóxido de Carbono
H_2 : Hidrogeno gaseoso
Carbono en forma de hollín
SO_2 : Dióxido de Azufre

De acuerdo a como se produzcan las reacciones de combustión, estas pueden ser de distintos tipos:

a) Combustión completa

Ocurre cuando las sustancias combustibles reaccionan hasta el máximo grado posible de oxidación. En este caso no habrá presencia de sustancias combustibles en los productos o humos de la reacción.

b) Combustión incompleta

Se produce cuando no se alcanza el grado máximo de oxidación y hay presencia de sustancias combustibles en los gases o humos de la reacción.

c) Combustión estequiométrica o teórica

Es la combustión que se lleva a cabo con la cantidad mínima de aire para que no existan sustancias combustibles en los gases de reacción. En este tipo de combustión no hay presencia de oxígeno en los humos, debido a que este se ha empleado íntegramente en la reacción.

d) Combustión con exceso de aire

Es la reacción que se produce con una cantidad de aire superior al mínimo necesario. Cuando se utiliza un exceso de aire, la combustión tiende a no producir sustancias combustibles en los gases de reacción. En este tipo de combustión es típica la presencia de oxígeno en los gases de combustión.
La razón por la cual se utiliza normalmente un exceso de aire es hacer reaccionar completamente el combustible disponible en el proceso.

e) Combustión con defecto de aire

Es la reacción que se produce con una menor cantidad de aire que el mínimo necesario. En este tipo de reacción es característica la presencia de sustancias combustibles en los gases o humos de reacción.
Ejemplo de aplicación
Escribir la ecuación química balanceada para la reacción que se da cuando se quema metanol, CH3OH(l) en aire.
Explicación: Cuando se quema cualquier compuesto que contiene C, H y O, reacciona con el O2 (g) del aire para producir CO2 (g) y H2O (g).
Por tanto, la ecuación sin balancear es: CH3OH (l) + O2 (g) --> CO2 (g) + H2O (g)
Dado que el CH3OH sólo tiene un átomo de carbono, podemos comenzar a balancear la ecuación asignando al CO2 el coeficiente 1.
En vista de que el CH3OH sólo tiene cuatro átomos de H, anteponemos el coeficiente 2 al H2O para balancear los átomos de H: CH3OH (l) + O2 (g) --> CO2 (g) + 2 H2O (g)
Esto nos da cuatro átomos de O en los productos y tres en los reactivos (uno en el CH3OH y dos en el O2).
Podemos anteponer el coeficiente fraccionario al O2 para tener cuatro átomos de O en los reactivos (hay átomos de O en): CH3OH (l) + 3/2 O2 (g) --> CO2 (g) + 2 H2O (g) Aunque la ecuación ya está balanceada, no está en su forma más convencional porque contiene un coeficiente fraccionario.
Si multiplicamos cada miembro de la ecuación por 2, eliminaremos la fracción y obtendremos la siguiente ecuación balanceada: 2 CH3OH (l) + 3 O2 (g) --> 2 CO2 (g) + 4 H2O (g)

3.3 Reacciones del oxígeno

3.3.1 Reacciones de combustión

- Reacción química exotérmica
- Combustible + Comburente (oxígeno) = Llama y calor
- Produce CO_2 y H_2O

3.3.2 Formación de óxidos básicos

- Metal + Oxígeno = Óxido Básico	→	- Óxido Básico + agua = Hidróxido
- Metal + Hidrógeno = Hidruro Metálico		
- No Metal + Oxígeno = Óxido Ácido	→	- Óxido Ácido + agua = Oxácido
- No Metal + Hidrógeno = Hidruro no Metálico (Hidrácido)		
- Hidróxido + Oxácido = Sal Oxigenada (oxosal)		- Hidróxido + Hidrácido = Sal no Oxigenada

Los óxidos básicos se forman por reacción del oxígeno con los metales. Como el oxígeno es muy electronegativo y los metales son electropositivos, la unión es iónica.


$2\ Ca_{(s)} + O_2$ ---------- $2\ CaO$

Se escribe en primer lugar el metal por ser el menos electronegativo.

La regla práctica para obtener rápidamente la fórmula es cruzar los números de oxidación o valencias.
Cuando un elemento tiene un solo número de oxidación (ej. Galio), se los nombra así:

- Tradicional: óxido de galio
- Sistemática: Se los nombra según la cantidad de átomos que tenga la molécula. En este caso, es trióxido de digalio (ya que la molécula de galio queda **Ga_2O_3**).
- Numeral de Stock: Es igual a la nomenclatura tradicional, pero añadiendo el número de oxidación entre paréntesis. Por ejemplo, óxido de galio (III), sin embargo ciertos autores solo utilizan la numeración romana siempre y cuando el metal tenga dos o más números de oxidación.

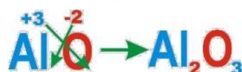
2. **Cuando un elemento tiene dos números de oxidación** (ej. Plomo), se los nombra así:

- Tradicional: óxido plumboso (cuando el número de oxidación utilizado es el menor), u óxido plúmbico (cuando el número es el mayor).

Ejemplos:

1. **óxido cuproso = $Cu_2 O$**
2. **óxido cúprico = Cu O**
3. **óxido ferroso = Fe O**
4. **óxido férrico = Fe_2O_3**

- Óxido de sodio:
  - Na (Sodio) = valencia I O (Oxígeno) = valencia II
  - $Na^{I}_{2}\ O^{II}_{1}$ La valencia del Na indica el número de átomos de O, y la valencia del O indica el número de átomos del Na.
  - Fórmula molecular: Na_2O
  - Fórmula estructural:
  - Na\
    O
  - Na/



3.2.3 Formación de óxidos ácidos (nitrógeno, azufre y carbono)

Se forman por reacción de los no metales con el oxígeno. Debido a que la diferencia de electronegatividad es baja, las uniones son covalentes.

Ejemplo:



Para plantear las reacciones debe tenerse en cuenta la atomicidad de las moléculas:
Oxígeno, cloro, yodo, bromo, nitrógeno: moléculas di-atómicas (Cl_2, I_2, Br_2, N_2)
Carbono: monoatómica
Fósforo: tetra-atómica (P_4)
Azufre: octa-atómica (S_8)

Nomenclatura:
Antigua: diferencia entre óxidos básicos y ácidos. A éstos últimos los nombra como anhídridos. Se halla en desuso. También se los nombra como óxidos con los sufijos **oso** (menor número de oxidación) e **ico** (mayor número de oxidación) y si fuera necesario se utilizan los prefijos **hipo y per.**

Numerales de Stock: Se los nombra como óxidos de… seguidos del nombre del elemento y entre paréntesis y en números romanos el número de oxidación siempre que tuviera más de uno.
N_2O_3 : óxido de nitrógeno (III)
Sistemática: es la propuesta por la IUPAC. No diferencia entra óxidos ácidos y básicos. Se utilizan prefijos para indicar cuántos átomos de cada clase se tienen.

Cl_2O monóxido de dicloro
Cl_2O_3 trióxido de dicloro
Cl_2O_5 pentóxido de dicloro
Cl_2O_7 heptóxido de dicloro

3.4 Reacciones de óxido reducción

- Las reacciones redox o de óxido-reducción son aquellas donde hay movimiento de electrones desde una sustancia que cede electrones (reductor) a una sustancia que capta electrones (oxidante).
- La sustancia que cede electrones, se oxida.
- La sustancia que gana electrones, se reduce.
- La sustancia que se oxida al reaccionar, reduce a la otra sustancia con la cual está reaccionando, porque le está regalando electrones: decimos que es un reductor.
- La sustancia que se reduce al reaccionar, oxida a la otra sustancia con la cual está reaccionando, porque le está quitando electrones: decimos que es un oxidante.
- Cede electrones = se oxida = es reductor.
- Gana electrones = se reduce = es un oxidante.
- Agente oxidante: es toda sustancia, molécula o ión capaz de captar electrones, por lo tanto se reduce.
- Agente reductor: es toda sustancia, molécula o ión capaz de ceder electrones, por lo tanto se oxida.
- **Oxidación**: Es el proceso mediante el cual un determinado elemento químico cede electrones, lo que se traduce en un aumento de su índice de oxidación.
- **Reducción**: Es el proceso mediante el cual un determinado elemento químico capta electrones, lo que se traduce en una disminución de su índice de oxidación.

Reglas para asignar el número de oxidación

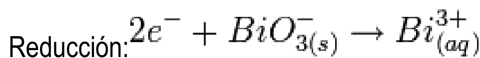
- El número de oxidación de todos los elementos sin combinar es cero. Independientemente de la forma en que se representen.
- El número de oxidación de las especies iónicas monoatómicas coincide con la carga del ion.
- El número de oxidación del hidrógeno combinado es +1, excepto en los hidruros metálicos, donde su número de oxidación es –1 (ej: AlH3, LiH)
- El número de oxidación del oxígeno combinado es –2, excepto en los peróxidos, donde su número de oxidación es –1 (ej.:Na2O2, H2O2).
- El número de oxidación en los elementos metálicos, cuando están combinados es siempre positivo y numéricamente igual a la carga del ion.
- El número de oxidación de los halógenos en los hidrácidos y sus respectivas sales es –1, en cambio el número de oxidación del azufre en su hidrácido y respectivas sales es –2.
- El número de oxidación de una molécula es cero. O lo que es lo mismo, la suma de los números de oxidación de los átomos de una molécula neutra es cero.

Ajuste de ecuaciones
Todo proceso redox requiere del ajuste estequiométrico de los componentes de las semirreacciones para la oxidación y reducción.
Para reacciones en medio acuoso, generalmente se añaden:

- en medio ácido iones hidrógeno (H+), moléculas de agua (H2O), y electrones
- en medio básico hidroxilos (OH−), moléculas de agua (H2O), y electrones para compensar los cambios en los números de oxidación.

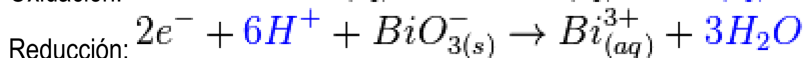
Medio ácido
En medio ácido se agregan hidronios (cationes) (H+) y agua (H2O) a las semirreacciones para balancear la ecuación final.
Del lado de la ecuación que haga falta oxígeno se agregarán moléculas de agua, y del lado de la ecuación que hagan falta hidrógenos se agregarán hidronios.
Por ejemplo, cuando el Manganeso (II) reacciona con el Bismutato de Sodio.
Ecuación sin balancear:

$$Mn^{2+}_{(aq)} + BiO^{-}_{3(s)} \rightarrow Bi^{3+}_{(aq)} + MnO^{-}_{4(aq)}$$
Oxidación:
$$Mn^{2+}_{(aq)} \rightarrow MnO^{-}_{4(aq)} + 5e^{-}$$

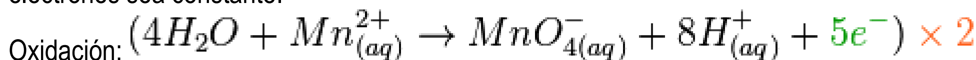
Reducción: 
$2e^- + BiO^-_{3(s)} \rightarrow Bi^{3+}_{(aq)}$

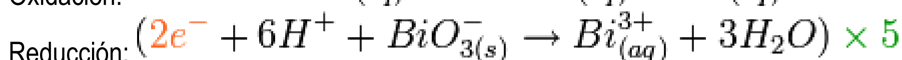
Ahora tenemos que agregar los hidronios y las moléculas de agua donde haga falta hidrógenos y donde haga falta oxígenos, respectivamente.

Oxidación: 
$4H_2O + Mn^{2+}_{(aq)} \rightarrow MnO^-_{4(aq)} + 8H^+_{(aq)} + 5e^-$

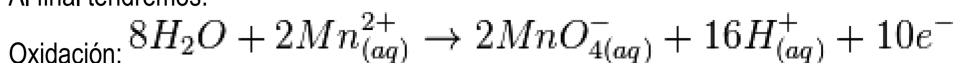
Reducción: 
$2e^- + 6H^+ + BiO^-_{3(s)} \rightarrow Bi^{3+}_{(aq)} + 3H_2O$

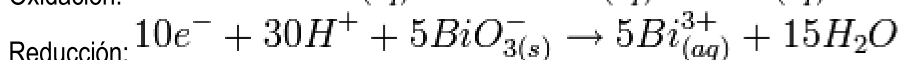
Las reacciones se balancearán al momento de igualar la cantidad de electrones que intervienen en ambas semirreacciones. Esto se logrará multiplicando la reacción de una semirreación por el número de electrones de la otra semirreacción (y, de ser necesario, viceversa), de modo que la cantidad de electrones sea constante.

Oxidación: 
$(4H_2O + Mn^{2+}_{(aq)} \rightarrow MnO^-_{4(aq)} + 8H^+_{(aq)} + 5e^-) \times 2$

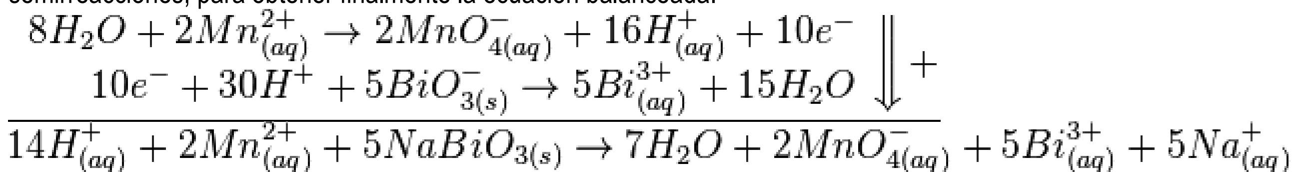
Reducción: 
$(2e^- + 6H^+ + BiO^-_{3(s)} \rightarrow Bi^{3+}_{(aq)} + 3H_2O) \times 5$

Al final tendremos:

Oxidación: 
$8H_2O + 2Mn^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2MnO^-_{4(aq)} + 16H^+_{(aq)} + 10e^-$

Reducción: 
$10e^- + 30H^+ + 5BiO^-_{3(s)} \rightarrow 5Bi^{3+}_{(aq)} + 15H_2O$

Como se puede ver, los electrones están balanceados, así que procedemos a sumar las dos semirreacciones, para obtener finalmente la ecuación balanceada.


$$8H_2O + 2Mn^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2MnO^-_{4(aq)} + 16H^+_{(aq)} + 10e^-$$
$$10e^- + 30H^+ + 5BiO^-_{3(s)} \rightarrow 5Bi^{3+}_{(aq)} + 15H_2O \quad \Downarrow +$$
$$14H^+_{(aq)} + 2Mn^{2+}_{(aq)} + 5NaBiO_{3(s)} \rightarrow 7H_2O + 2MnO^-_{4(aq)} + 5Bi^{3+}_{(aq)} + 5Na^+_{(aq)}$$

Medio básico

En medio básico se agregan iones hidróxidos (aniones) (OH−) y agua (H2O) a las semirreacciones para balancear la ecuación final.

Por ejemplo, tenemos la reacción entre el Permanganato de Potasio y el Sulfito de Sodio.

Ecuación sin balancear:


$$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + Na_2SO_4 + KOH$$

Separamos las semirreacciones en

Oxidación: 
$SO^{2-}_3 \rightarrow SO^{2-}_4 + 2e^-$

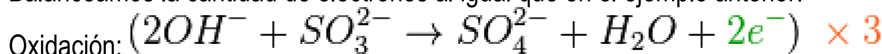
Reducción: 
$3e^- + MnO^-_4 \rightarrow MnO_2$

Agregamos la cantidad adecuada de Hidróxidos y Agua (las moléculas de agua se sitúan en donde hay mayor cantidad de oxígenos).

Oxidación: 
$2OH^- + SO^{2-}_3 \rightarrow SO^{2-}_4 + H_2O + 2e-$

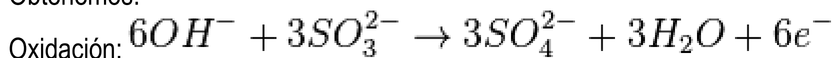
Reducción: 
$3e^- + 2H_2O + MnO^-_4 \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$

Balanceamos la cantidad de electrones al igual que en el ejemplo anterior.

Oxidación: 
$(2OH^- + SO^{2-}_3 \rightarrow SO^{2-}_4 + H_2O + 2e^-) \times 3$

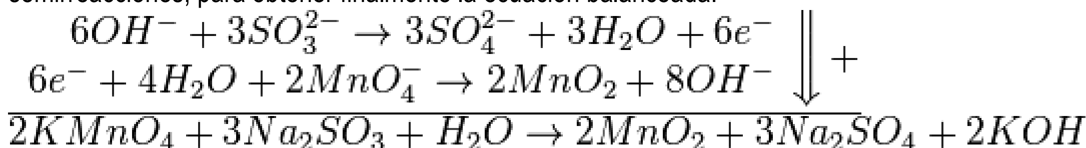
Reducción: 
$(3e^- + 2H_2O + MnO^-_4 \rightarrow MnO_2 + 4OH^-) \times 2$

Obtenemos:

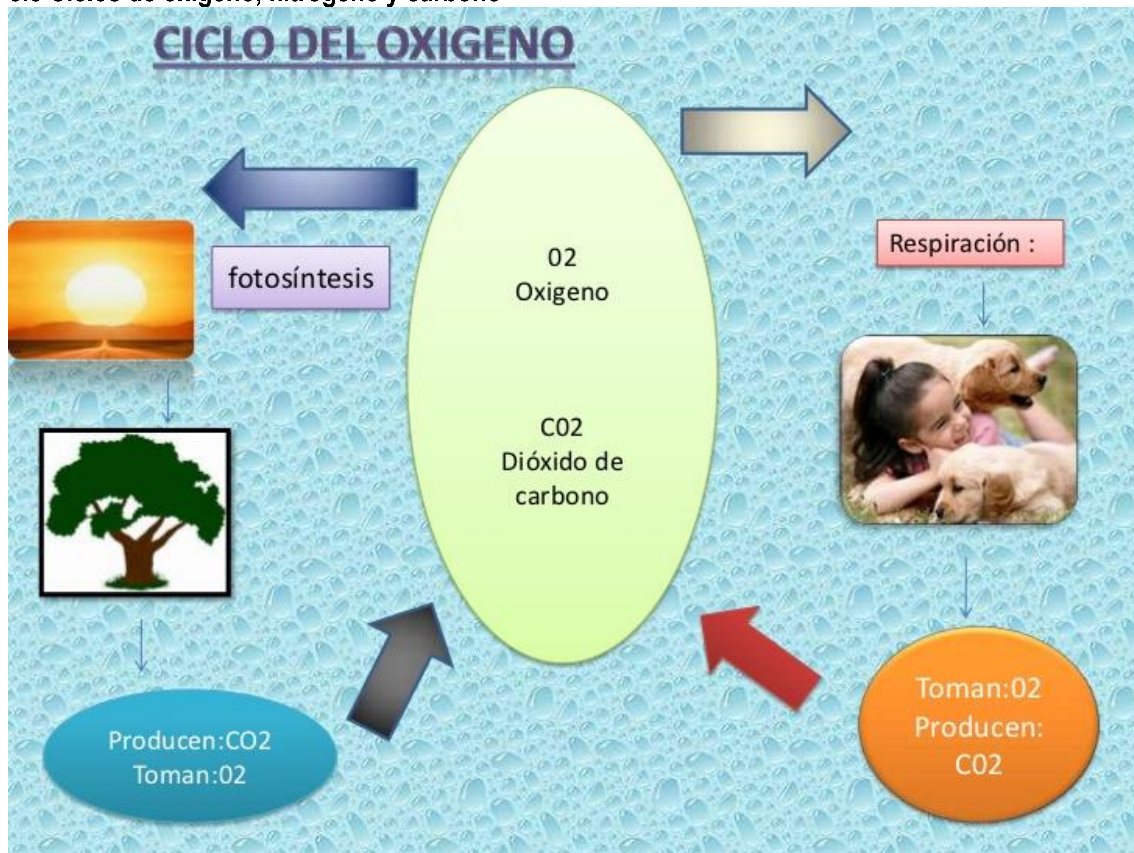
Oxidación: 
$6OH^- + 3SO^{2-}_3 \rightarrow 3SO^{2-}_4 + 3H_2O + 6e^-$

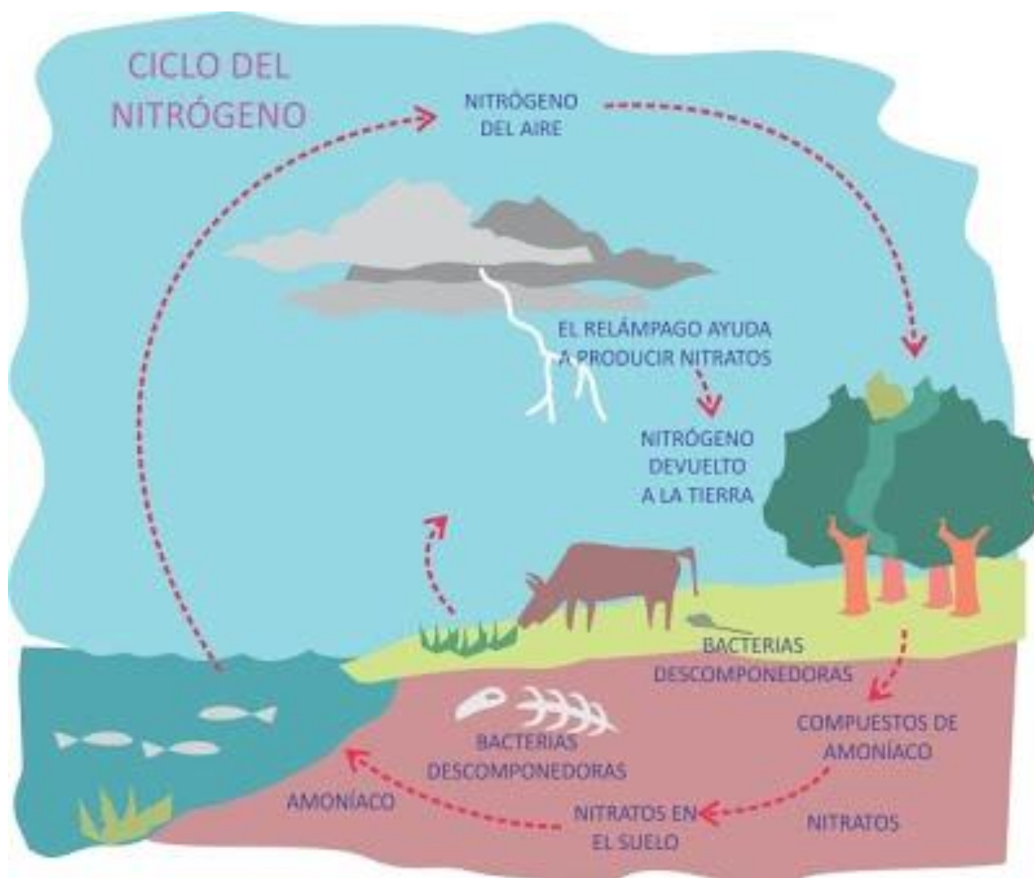
Reducción: 
$6e^- + 4H_2O + 2MnO^-_4 \rightarrow 2MnO_2 + 8OH^-$

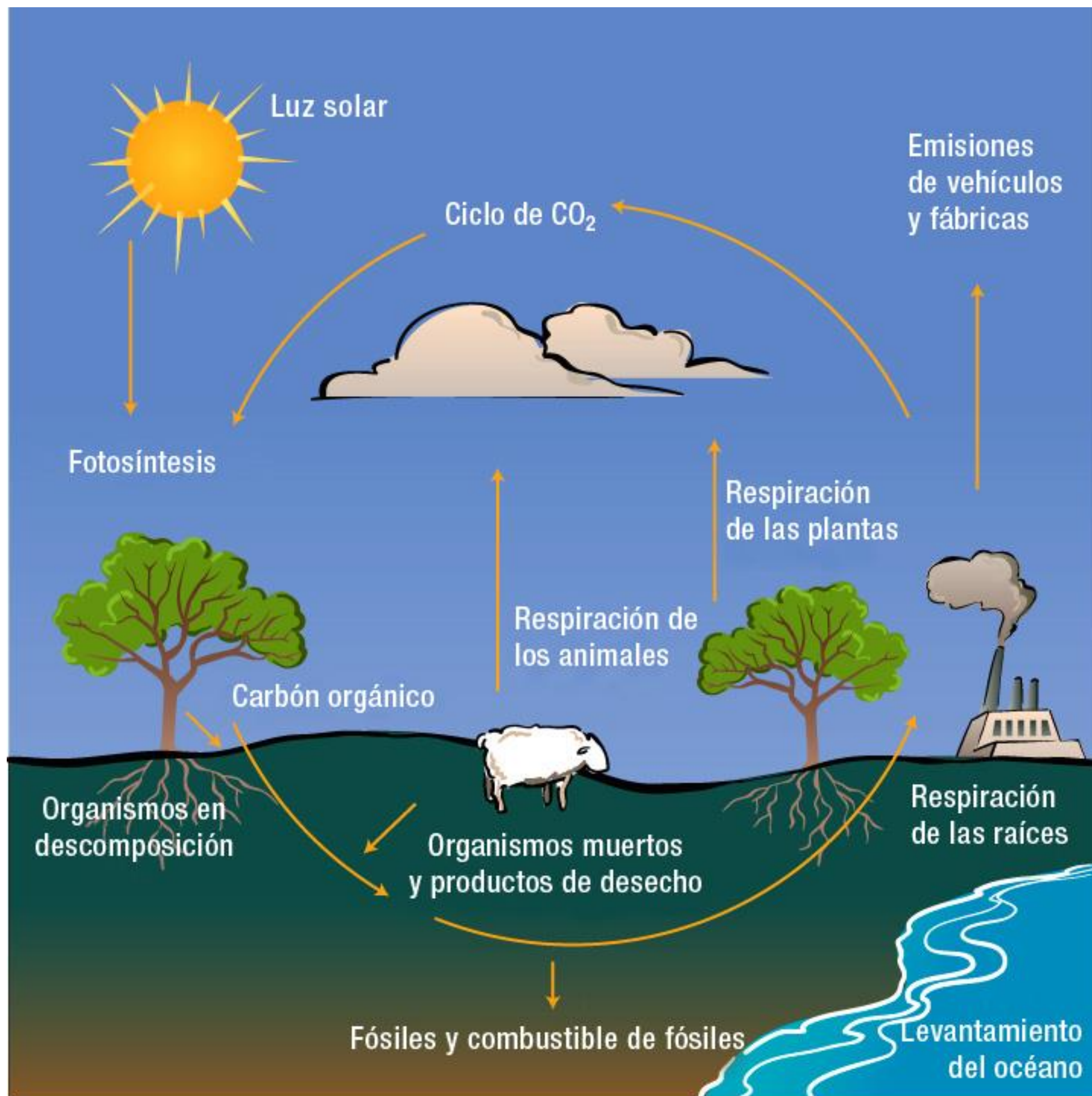
Como se puede ver, los electrones están balanceados, así que procedemos a sumar las dos semirreacciones, para obtener finalmente la ecuación balanceada.


$$6OH^- + 3SO^{2-}_3 \rightarrow 3SO^{2-}_4 + 3H_2O + 6e^-$$
$$6e^- + 4H_2O + 2MnO^-_4 \rightarrow 2MnO_2 + 8OH^- \quad \Downarrow +$$
$$2KMnO_4 + 3Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow 2MnO_2 + 3Na_2SO_4 + 2KOH$$

3.5 Ciclos de oxígeno, nitrógeno y carbono







3.6 Contaminantes del aire

3.6.1 Contaminantes primarios del aire (óxidos de nitrógeno, carbono y azufre, partículas suspendidas e hidrocarburos)

Son aquellos procedentes directamente de las fuentes de emisión.

- **Óxidos de Azufre (SO_2 y SO_3)**: Estos contaminantes son emitidos tanto por fuentes naturales como por fuentes antropogénicas. Son responsables de la "lluvia ácida" debido a que en la atmósfera pueden reaccionar con moléculas de agua formando ácido sulfúrico, que daña notablemente la superficie del suelo, bosques y ríos expuestos a este fenómeno.
- **Óxidos de nitrógeno (NO y NO_2)**: Ambos son emitidos por fuentes antropogénicas de contaminación. El efecto que produce este tipo de contaminantes es que se involucran en la formación de ozono troposférico (ozono dañino para la salud) y también en el fenómeno de la lluvia ácida, generando HNO_3 (ácido nítrico).
- **Ozono troposférico (O_3)**: Este compuesto es altamente dañino debido a que es oxidante y, por lo tanto, un agente irritante de las vías respiratorias y de la piel. Existen reacciones entre contaminantes arrojados por fuentes antropogénicas a la atmósfera, que dan origen a este compuesto en la tropósfera, lo cual resulta muy dañino para el cuerpo humano y los seres vivos que se encuentran en contacto con O_3.

- **Hidrocarburos (HC), CO (monóxido de carbono) y CO_2**: Ambos compuestos están presentes en los gases de combustión y cada vez que utilizamos algún combustible fósil, como gas natural (CH_4), los derivados del petróleo (bencina o gasolina, parafina) o carbón, estamos arrojando a la atmósfera hidrocarburos y anhídrido carbónico (CO_2). Estos contaminantes participan en "efecto invernadero", provocado por la acumulación de algunos gases en la atmósfera, tales como vapor de agua, metano (CH_4) y óxidos de nitrógeno, siendo el principal responsable de este fenómeno el dióxido de carbono (CO_2). Estos gases absorben radiación infrarroja para luego reflejarla sobre la superficie terrestre, que recibe el doble de energía y por tanto eleva su temperatura, lo que provoca el deshielo de los polos, el aumento de temperatura de los mares y una serie de fenómenos que conforman el cambio climático o calentamiento global.
- **Material particulado (PM)**: Son pequeñas partículas en estado sólido o líquido que se encuentran suspendidas en la atmósfera. Estas partículas son producto de la quema de combustibles fósiles, y su estructura incluye una serie de compuestos tóxicos para el ser humano, como el plomo o el arsénico, y también compuestos orgánicos. El tamaño de estas partículas y su composición determinan el efecto que pueden tener sobre el medio ambiente. Las partículas pequeñas son más toxicas que las grandes debido a que se quedan más tiempo en la atmósfera pudiendo penetrar por las vías respiratorias hasta alcanzar los alvéolos pulmonares donde se pueden absorber todos los compuestos que estas partículas tienen. Las partículas de mayor tamaño pueden sedimentar (o decantar), sin causar tanto daño como las de menor tamaño.

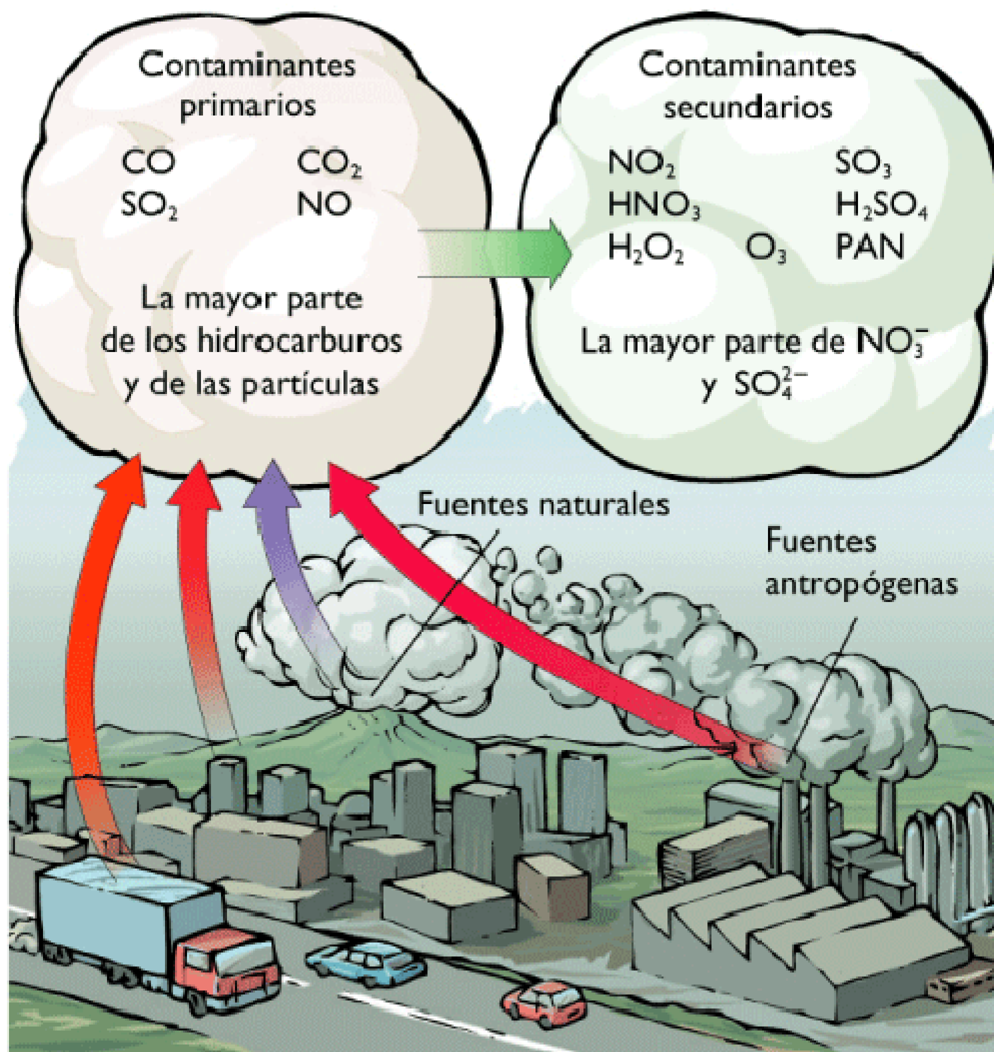
Contaminantes secundarios:

Son aquellos originados en el aire por la interacción entre dos o más contaminantes primarios, o por sus reacciones con los componentes naturales de la atmósfera.

- Por ejemplo: ozono (O_3), peroxiacetil-nitrato (PAN), hidrocarburos (HC), sulfatos (SO_4), nitratos (NO_3), ácido sulfúrico (H_2SO_4), material particulado (PM), entre otros.

También hay especies contaminantes que pueden ser emitidas directamente y/o se forman durante su transporte aéreo.

- Por ejemplo, los hidrocarburos, el material particulado, entre otros.



3.6.2 Principales fuentes generadoras (industriales, urbanas y agrícolas)
INDUSTRIAL: La quema de combustibles fósiles como el petróleo, carbón, diesel y gasolinas que son empleados en diferentes procesos industriales; la emisión de productos o desechos químicos.

EMISIONES DE VEHÍCULOS AUTOMOTORES: Se libera por la quema de combustibles; como el diesel o la gasolina. Entre los principales productos contaminantes se encuentran: el monóxido de carbono, los óxidos de nitrógeno, los óxidos de azufre, el plomo, las partículas sólidas y el ozono.

CONTAMINANTES DE LOS HOGARES: Los hogares contribuyen a la contaminación a través del uso de: aerosoles que contienen clorofluorocarbonos que dañan la capa de ozono; por la quema incompleta del gas, incineración de basura, uso de insecticidas, el uso irracional del automóvil y el mal uso de la energía eléctrica.

1. Naturales:
    - Polvo
    - Humo
    - Pulverización de agua marina
    - Gases sulfurosos
    - Polen
    - Incendios forestales
2. Debidas a la actividad humana:
    - Combustión
        - Generación de Energía y Vapores

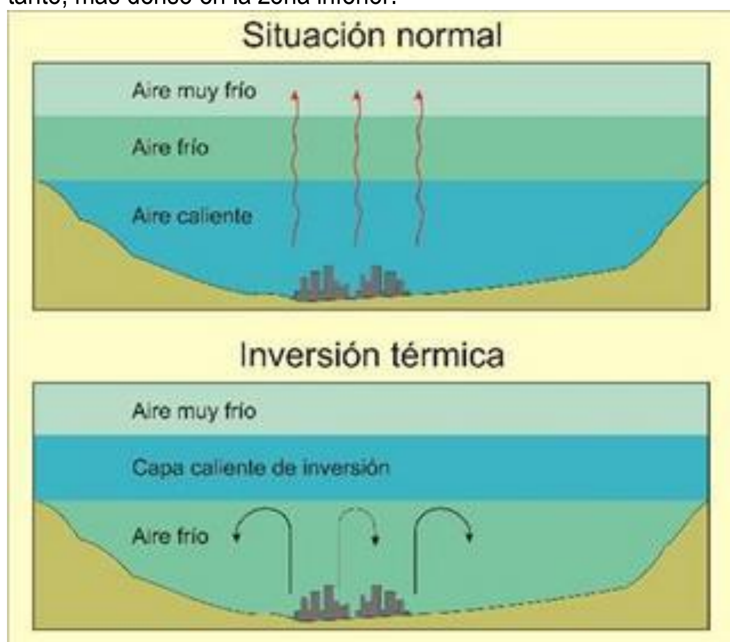
    - Humos negros
    - Gases:
      - SO_2, SO_3, CO
      - Vapores bencénicos
      - HCL
      - NO
  - Emisiones de vehículos
    - CO
    - Hidroxicarbonos
    - Oxidos de nitrógeno
  - Procesos de calentamiento y tueste
    - Polvos y humos
    - Gases: SO_2, H_2S, HF, SiF_4
    - Procesos de fundición.
    - Manufactura de:
      - Acero
      - Coke
      - Cal
      - Cementos
      - Cerámicas
- Mineria y Canteras
  - Polvo de las estracciones
  - Humos de los vertidos
- Actividades con olores nocivos
  - Despojos de animales
  - Sangre seca
  - Preparación de comidas
  - Coción de pescados
  - Pegamentos
- Procesos químicos
  - Polvos y humos
    - No tóxicos
    - Tóxicos: Be, Pb, As, Cd
  - Gases: HCl, SO_2, SO_3, NO_2, HF, H_2S
- Procesos nucleares o atómicos.
  - Entre otras fuentes las centrales nucleares y/o los procesos asociados.
  - Basura radioactiva y gases.

- **Industriales**: Centrales eléctricas, calderas industriales, siderurgia, acerías, fundidoras, re finerías de petróleo, fábricas de cemento y de ácido nítrico y sulfúrico.
- **Urbanas**: Calefacciones, motores de coches y camiones e incineradoras municipales.
- **Agrícolas**: Pesticidas e insecticidas.

3.6.3 Impacto ambiental: inversión térmica y lluvia acida
Inversión térmica.

Se define como un aumento de la temperatura con la altitud en una capa de la atmósfera. Como la

temperatura suele descender con la altitud hasta el nivel de los 8 a 16 km de la tropósfera a razón de aproximadamente 6.5 °C/km, el aumento de la temperatura con la altitud se conoce como inversión del perfil de temperatura normal. Sin embargo, se trata de una característica común de ciertas capas de la atmósfera. Las inversiones térmicas actúan como tapaderas que frenan los movimientos ascendentes de la atmósfera. En efecto, el aire no puede elevarse en una zona de inversión, puesto que es más frío y, por tanto, más denso en la zona inferior.



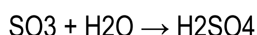
Lluvia ácida.

Es la precipitación, normalmente en forma de lluvia, pero también en forma de nieve o niebla, que presenta un pH del agua inferior a 5.65. Ésta implica la deposición de sustancias desde la atmósfera durante la precipitación. Las sustancias acidificantes pueden presentar un carácter directamente ácido o pueden adquirir dicha condición por transformación química.

Debido a que el agua de lluvia disuelve el CO_2 atmosférico, las precipitaciones son normalmente ácidas, ya que tiene un pH aproximado de 5,6. Sin embargo, el grado de acidez de la lluvia de la lluvia se elevado considerablemente en los últimos años.
La lluvia ácida se debe principalmente al incremento de olas emisiones de óxidos de azufre que, en el aire, se convierten en pequeñas gotitas de ácido sulfúrico (H_2SO_4), según las siguientes ecuaciones:

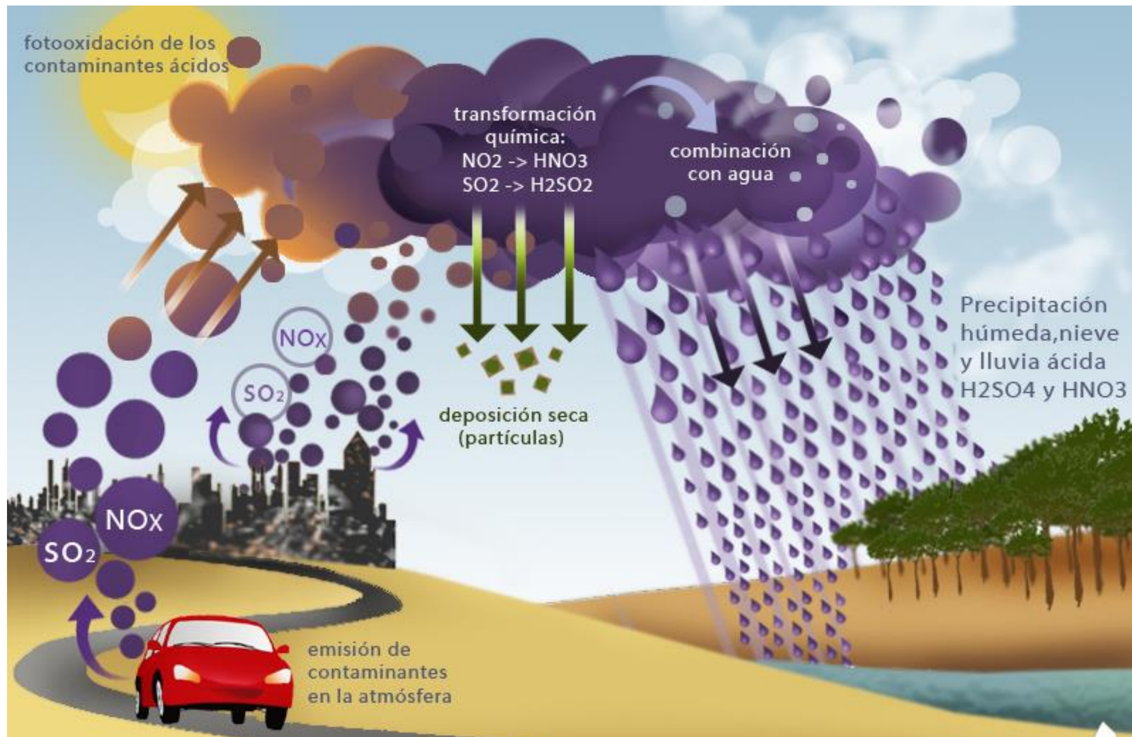


$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$



$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

El trióxido de azufre una vez formado (SO_3), una vez formado reacciona con el vapor de agua para formar H_2SO_4. Este ácido se concentra en la base de las nubes, aumentando el grado de acidez de las precipitaciones.
La lluvia ácida constituye un fenómeno sin límites geográficos más que ningún otro problema ambiental; los compuestos gaseosos emitidos son transportados por los cursos de los vientos y pueden generar lluvia ácida a miles de kilómetros de sus fuentes de origen, aun en otro país.
La precipitaciones ácidas tiene un impacto ambiental severo; cambian el pH del suelo, afectando los cultivos; acidifican lagos, ríos amenazando la conservación de la vida acuática; al mismo tiempo desintegran las edificaciones, especialmente las construcciones de mármol y de piedra.



4 ALIMENTOS

4.1 Carbohidratos

Los carbohidratos o hidratos de carbono están formados por carbono (**C**), hidrógeno (**H**) y oxígeno (**O**) con la formula general **$(CH_2O)_n$**. Los carbohidratos incluyen azúcares, almidones, celulosa, y muchos otros compuestos que se encuentran en los organismos vivientes. Los carbohidratos básicos o azúcares simples se denominan*monosacáridos*. Azúcares simples pueden combinarse para formar carbohidratos más complejos. Los carbohidratos con dos azúcares simples se llaman *disacáridos*. Carbohidratos que consisten de dos a diez azúcares simples se llaman *oligosacáridos*, y los que tienen un número mayor se llaman *polisacáridos*.

4.1.1 Estructura

- **Monosacáridos:** carbohidratos que no pueden hidrolizarse.
- **Disacáridos:** al hidrolizarse producen dos monosacáridos (iguales o diferentes).
- **Oligosacáridos:** al hidrolizarse dan de tres a diez moléculas de monosacáridos.
- **Polisacáridos:** al hidrolizarse producen más de diez moléculas de monosacáridos.

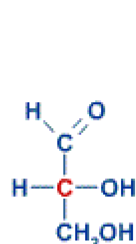
Monosacáridos

En forma sólida son de color blanco, cristalinos, muy solubles en agua e insolubles en disolventes no polares. La mayoría tienen sabor dulce. Como hemos visto, no pueden ser hidrolizados en moléculas más sencillas. Son los azúcares más sencillos, son aldehídos (aldosas) o cetonas (cetosas) con dos o más grupos hidroxilo.
Los monosacáridos pueden subdividirse en grupos según el número de átomos de carbono que poseen:

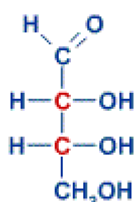
- **Triosas (CH2O)3**
- **Tetrosas (CH2O)4**
- **Pentosas (CH2O)5**
- **Hexosas (CH2O)6**
- **Heptosas (CH2O)7**
- **Octosas (CH2O)8**

Pueden subdividirse, además, en **aldosas** y **cetosas** según tengan un grupo aldehído o ceto:

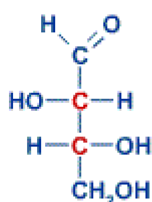
Aldosas



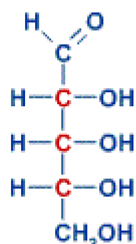
D-gliceraldehido



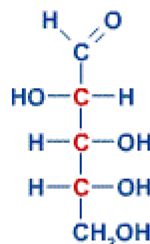
D-eritrosa



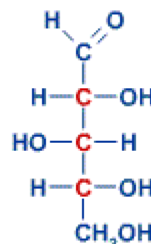
D-treosa



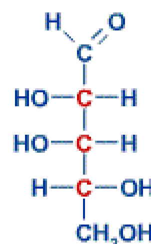
D-ribosa



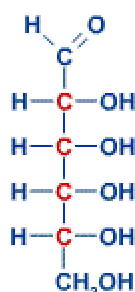
D-arabinosa



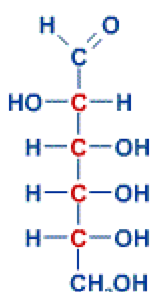
D-xilosa



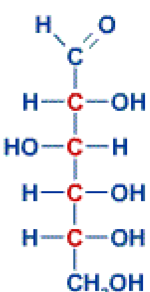
D-lixosa



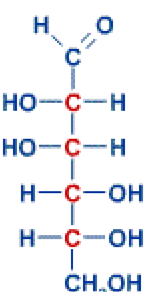
D-alosa



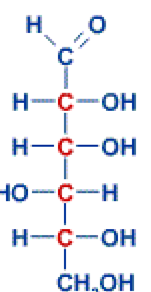
D-altrosa



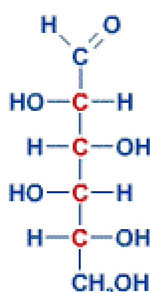
D-glucosa



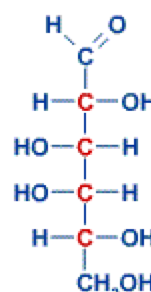
D-manosa



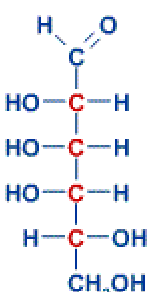
D-gulosa



D-idosa

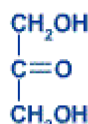


D-galactosa

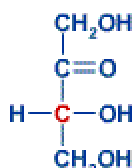


D-talosa

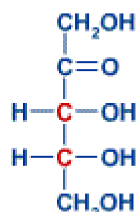
Cetosas



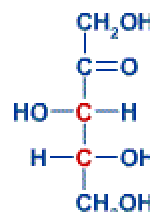
Dihidroxiacetona



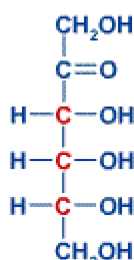
D-eritrulosa



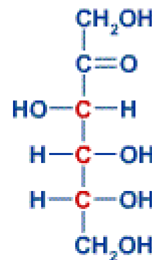
D-ribulosa



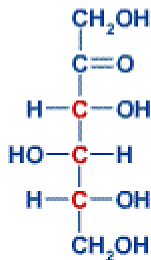
D-xilulosa



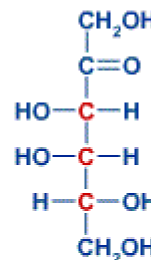
D-psicosa



D-fructosa

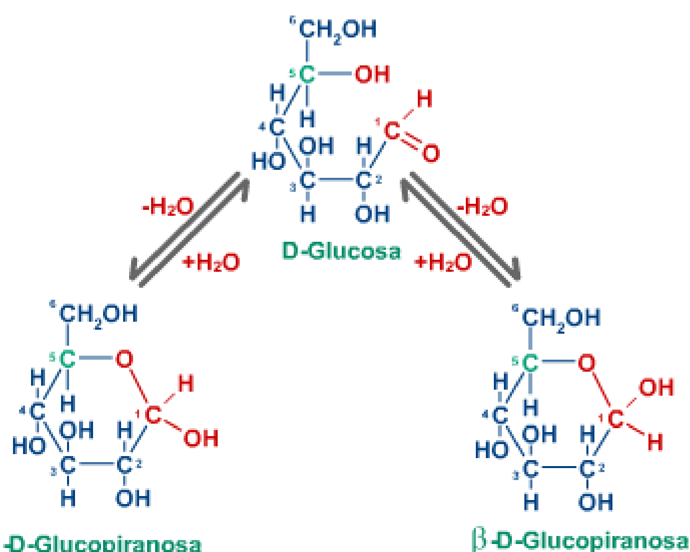


D-sorbosa

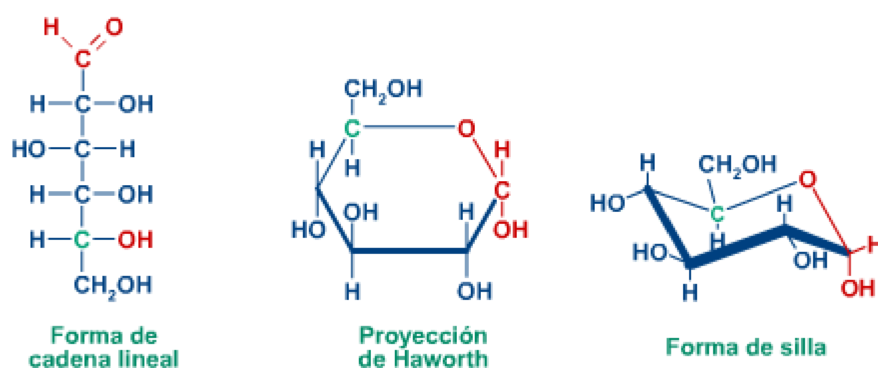


D-tagatosa

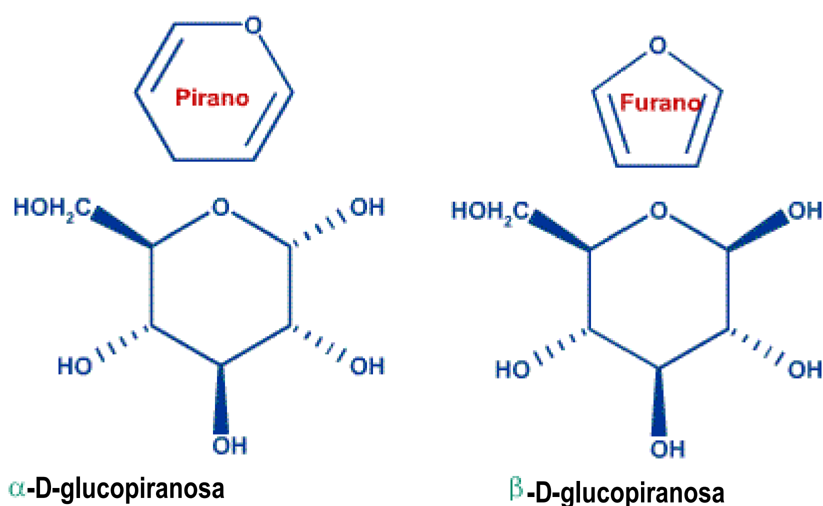
Los azúcares presentan estructura cíclica. El grupo carbonilo es un grupo muy reactivo y forma hemiacetales al reaccionar con un grupo –OH propio o de otra molécula. En el caso de que la cadena del azúcar sea lo suficientemente larga (4-6 átomos de carbono), uno de los grupos hidroxilo de la misma molécula puede reaccionar con el grupo carbonilo para formar un hemiacetal cíclico, que se halla en equilibrio con la forma de aldehído o de cetona libre. Los éteres de hidroxilo hemiacetálico reciben el nombre de glucósidos.



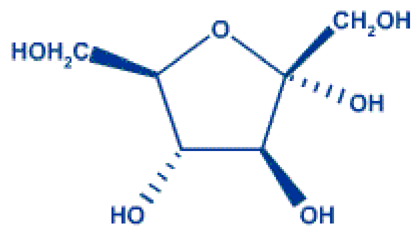
De esta forma, por ejemplo la glucosa, el monosacárido más común, se puede representar de tres maneras:

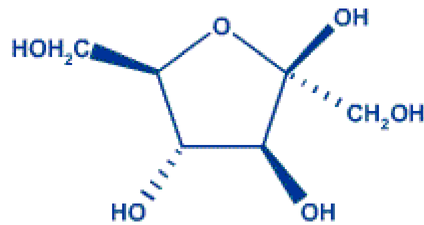


Las estructuras cíclicas de estos monosacáridos pueden ser de tipo piranosa (anillo de 6 elementos) o de tipo furanosa (anillo de 5 elementos), la nomenclatura se debe a que son similares a las compuestos conocidos como pirano y furano:



α-D-glucopiranosa β-D-glucopiranosa



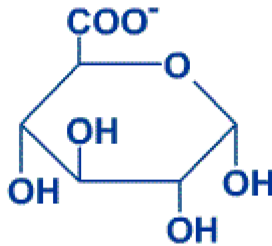


α-D-fructofuranosa β-D-fructofuranosa

Derivados de azúcares

D-glucuronato

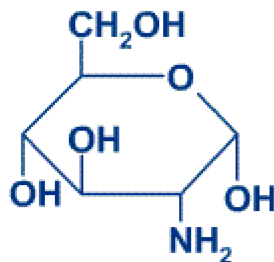
Un derivado carboxílico de la glucosa D-glucuronato, que forma parte de los glucurónidos y está presente en los glucosaminoglucanos.

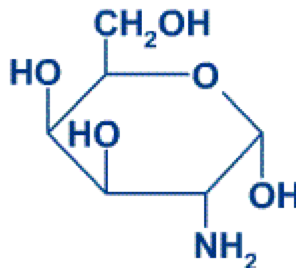


α-D-glucuronato

Aminoazúcares

Diversos grupos hidroxilo de los monosacáridos se pueden sustituir por grupos amino. Entre las más conocidas están la Glucosamina (2-amino-2-desoxi-D-glucosa) y la galactosamina (2-amino-2-desoxi-D-galactosa).

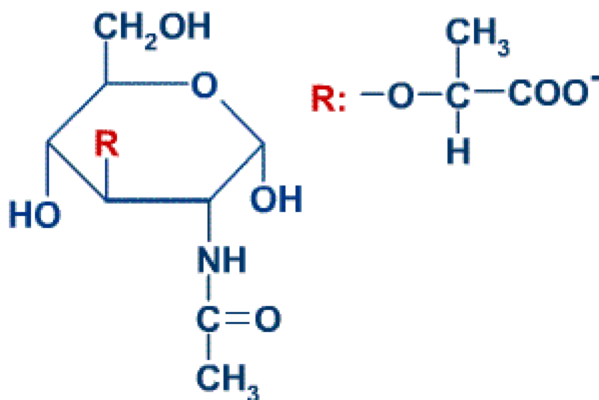




α-D-glucosamina **α-D-galactosamina**

Aminoazúcares ácidos

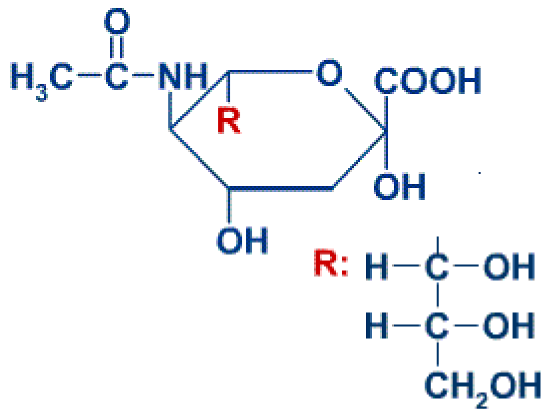
El ácido N-acetilmurámico, derivado de la N-acetil-glucosamina, participa en la formación de las paredes bacterianas y asegura así su rigidez.



N-acetilmurámico

Ácidos siálicos

El ácido neuramínico es una cetosa de nueve átomos de carbono que resulta de la condensación del ácido pirúvico con la D-manosamina. El ácido neuramínico no existe en estado libre, sino que siempre se presenta combinado (N-acetil, N-glucosil, O-acetil, O-glucosil). Estas combinaciones constituyen los ácidos siálicos.

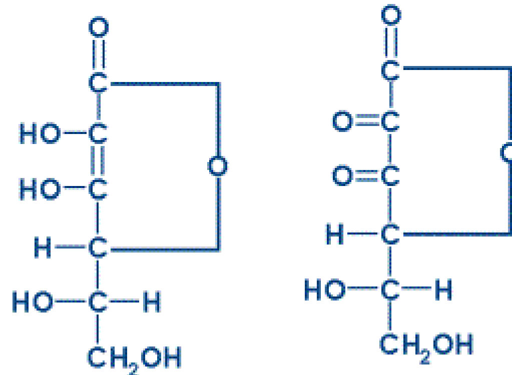


N-acetilneuramínico

Los ácidos siálicos son de gran interés en biología. Intervienen en la formación de las glucoproteínas así como de los glucolípidos de las membranas celulares.

Ácido L-ascórbico

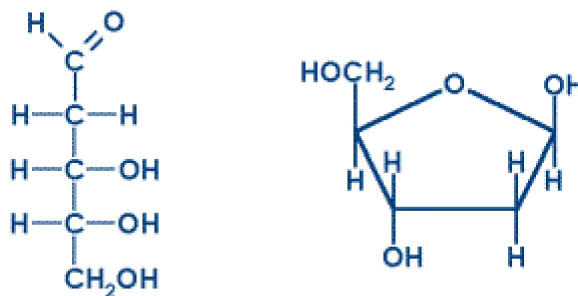
El ácido L-ascórbico es la vitamina C y es un compuesto muy reductor.



L-ascórbico **L-dehidroascórbico**

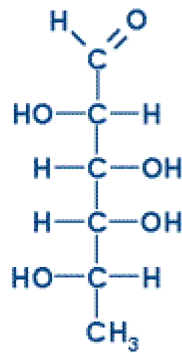
Desoxiazúcares

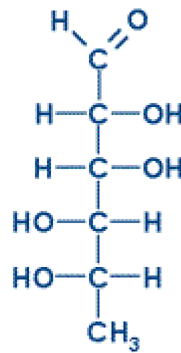
Son azúcares en los que se ha sido eliminado el oxígeno de un grupo hidroxilo, dejando el hidrógeno. Entre los desoxiazúcuras tenemos 2-desoxirribosa es uno de los componentes fundamentales del ADN.



D-2-desoxirribosa **β-D-2-desoxirribosa**

L-fucosa (6-desoxi-L-galactosa), forma parte de los poliósidos de la leche y las glucoproteínas. L-ramnosa (6-desoxi-L-manosa) está presente en la pared de algunas células bacterianas y vegetales



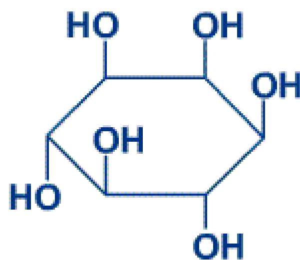


6-desoxi-L-galactosa
L-fucosa

6-desoxi-L-manosa
L-ramnosa

Inositoles o ciclitoles

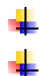
Los inositoles o ciclitoles son derivados del ciclohexano en los cuales un hidrógeno de cada carbono ha sido reemplazado por un grupo hidroxilo.



Mioinositol

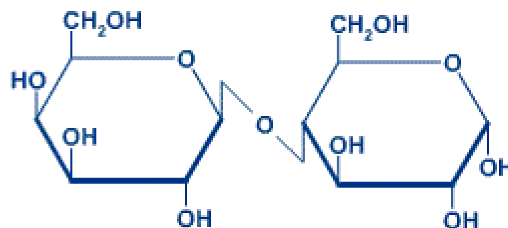
Disacáridos

Los disacáridos son azúcares compuestos por dos residuos de monosacáridos unidos por un enlace glucosídico (éter), con pérdida de una molécula de agua al realizarse dicha unión. El enlace glucosídico es la formación de un acetal entre el -OH anomérico de un monosacárido y un -OH de otro monosacárido; es estable frente a la acción de las bases, sin embargo se hidroliza frente a los ácidos.
Podemos hablar de dos grandes grupos de disacáridos dependiendo de la existencia o no de un -OH anomérico libre (es decir, si no entra o si entra a formar parte del enlace glucosídico):

 **Reductores:** presentan un -OH anomérico libre.

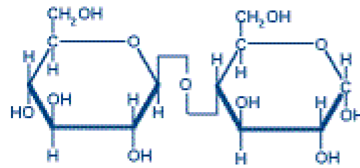
 **No reductores:** no presentan ningún -OH anomérico libre.

Los disacáridos se nombran indicando el lugar de formación del enlace glucosídico, el tipo de configuración cíclica y el nombre de los azúcares que intervienen. Por ejemplo, la lactosa es la 1-β-D-galactopiranosil-4-α-D-glucopiranosa:

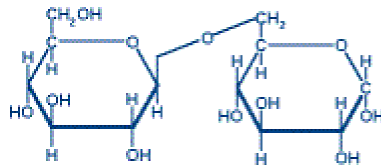


Los disacáridos más importantes son los que se detallan a continuación:

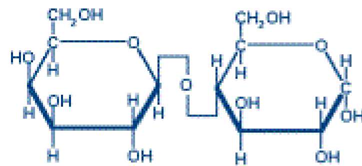
Celobiosa β-D-glucopiranosil[1→4] D-glucopiranosa



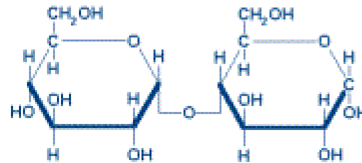
Gentibiosa β-D-glucopiranosil[1→6] D-glucopiranosa



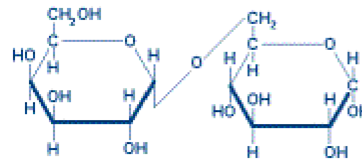
Lactosa β-D-galactopiranosil[1→4] D-glucopiranosa



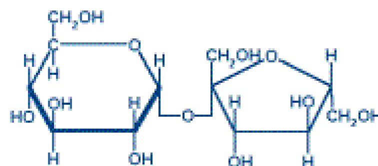
Maltosa α–D-glucopiranosil[1→4] D-glucopiranosa



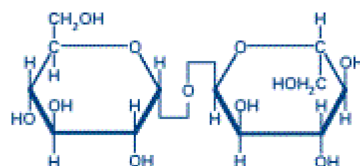
Melibiosa α-D-galactopiranosl[1→6] D-glucopiranosa



Sacarosa α-D-glucopiranosil[1→2] β-D-fructofuranosa



Trehalosa α–D-glucopiranosil[1→1] α–D-glucopiranosa

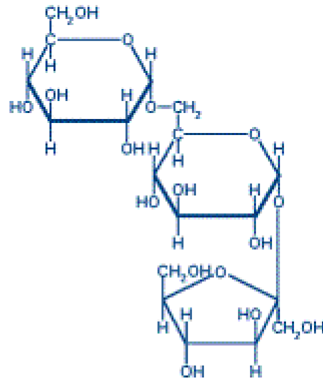


Oligosacáridos

Los oligosacáridos al hidrolizarse dan de tres a seis moléculas de monosacáridos. Así lostrisacáridos están formados por la condensación de tres moléculas de monosacáridos. Por ejemplo la radinosa que es α-D-galactopiranosil [1→6] α-D-glucopiranosil [1→2] β-D-fructofuranosido es el azúcar de la remolacha.

Rafinosa

α-D-galactopiranosl[1→6] α-D-glucopiranosil [1→2] β-D-fructofuranosido



Polisacáridos

Homopolisacáridos
- Almidón vegetal
- Glucógeno (Hígado)
- Celulosa
- Quitina

Heteropolisacáridos
- Ácido hialurónico (Articulaciones)
- Condroitin sulfato
- Heparina

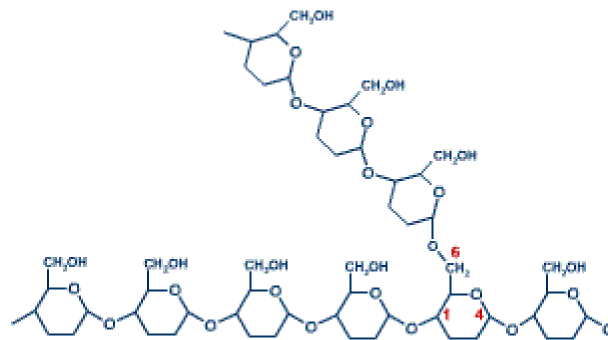
Los polisacáridos, también llamados poliósidos o glucanos, están formados por más de 10 residuos de monosacáridos. A continuación, se resumen las características más importantes de los principales tipos de polisacáridos.

Almidón

El almidón está formado por una cadena a-glucosídica, que es un polímero de glucosas unidas a través de enlaces 1→4, con enlaces 1→6 en los puntos de ramificación. Constituye la fuente más importante de carbohidratos de los alimentos y se encuentra en cereales, patatas, legumbres y otros vegetales. Los dos constituyentes principales del almidón son la amilosa y la amilopectina.

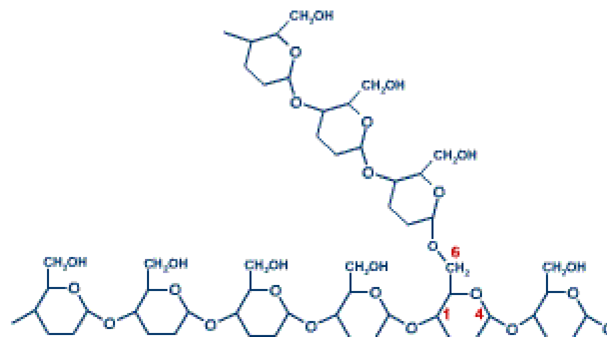
La amilosa constituye de un 15 a un 20% del almidón y tiene estructura helicoidal no ramificada.

La amilopectina constituye un 80-85% del almidón y consiste en cadenas muy ramificadas, de 24 o 30 residuos de glucosa unidos por enlaces 1→4 en las cadenas y por enlaces 1→6 en los puntos de ramificación.



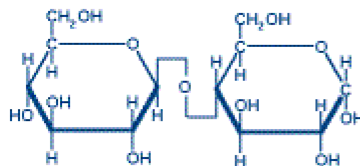
Glucógeno

El glucógeno es el polisacárido que se almacena en el organismo animal, a veces se designa como almidón animal. El glucógeno posee una estructura mucho más ramificada que la de la amilopectina, con cadenas de 11 a 18 residuos de α-glucopiranosa unidos por enlaces glucosídicos $\alpha[1\rightarrow4]$ y ramificaciones unidas a las cadenas por medio de enlaces glucosídicos $\alpha[1\rightarrow6]$.



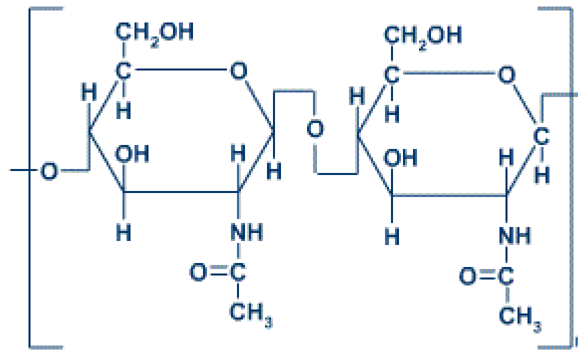
Celulosa

La celulosa es un constituyente importante del armazón de los vegetales. Consiste en unidades de β-D-glucopiranosa unidas por enlaces $\beta[1\rightarrow4]$ formando cadenas rectas y largas, reforzadas por enlaces cruzados de puentes de hidrógeno. La celulosa no puede ser digerida por muchos mamíferos, incluyendo el hombre (debido a la carencia de una*hidrolasa* que ataque el enlace $\beta[1\rightarrow4]$). En el intestino de los rumiantes y otros herbívoros existen microorganismos capaces de hidrolizar estos enlaces β, haciendo disponible la celulosa como fuente calórica importante para tales animales.



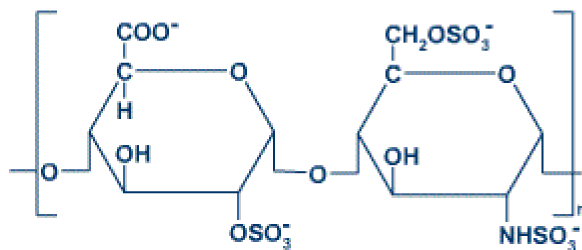
Quitina

La quitina es un tipo de polisacárido de gran importancia estructural en los invertebrados. Se puede encontrar en los exoesqueletos de crustáceos e insectos. Las unidades básicas son N-acetil-D-glucosaminas unidas por enlaces $\beta[1\rightarrow4]$ glucosídicos.

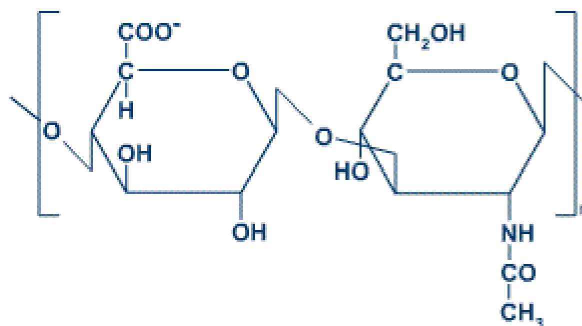


Glucosaminoglucanos

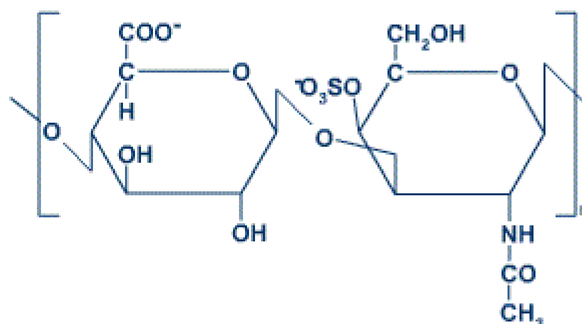
Los glucosaminoglucanos (mucopolisacáridos) están constituidos por cadenas de carbohidratos complejos, caracterizándose por contener aminoazúcares y ácidos urónicos. Cuando estas cadenas se unen a una molécula de proteína, el compuesto se conoce como un péptidoglucano. Se encuentran relacionados con elementos estructurales de los tejidos animales, como la elastina y el colágeno o como el propio tejido óseo. Presentan la propiedad de retener grandes cantidades de agua y de adoptar una conformación extendida en disolución, por lo que son útiles a la hora de acojinar o lubricar; en la manifestación de estas propiedades es importante el gran número de grupos -OH y de cargas negativas de estas moléculas, lo que permite, por el establecimiento de fuerzas de repulsión, que se conserven relativamente separadas entre sí las cadenas de carbohidratos. Ejemplos de este tipo de polisacáridos son: el ácido hialurónico, el sulfato de condroitina y la heparina.



Heparina: α(2-sulfato de D-glucuronato 1→4) 6 sulfato de N-sulfo-D-glucosamina α(1 →4)



Acido hialurónico: D-glucuronato β(1→3) N-acetil-D-glucosamina) β(1→4)



4-Sulfato de condroitina: D-glucuronato $\beta(1\rightarrow3)$ N-acetil-D-glucosamina) $\beta(1\rightarrow4)$

Glucoproteínas (mucoproteínas)

Las glucoproteínas existen en muchas condiciones diferentes en los líquidos corporales y en los tejidos, incluso en las membranas celulares. Son proteínas que contienen carbohidratos en diversas proporciones, adheridos a ellas en forma de cadenas cortas o largas (más de 15 unidades), ramificadas o no. Dichas cadenas se denominan cadenas oligosacáridas.

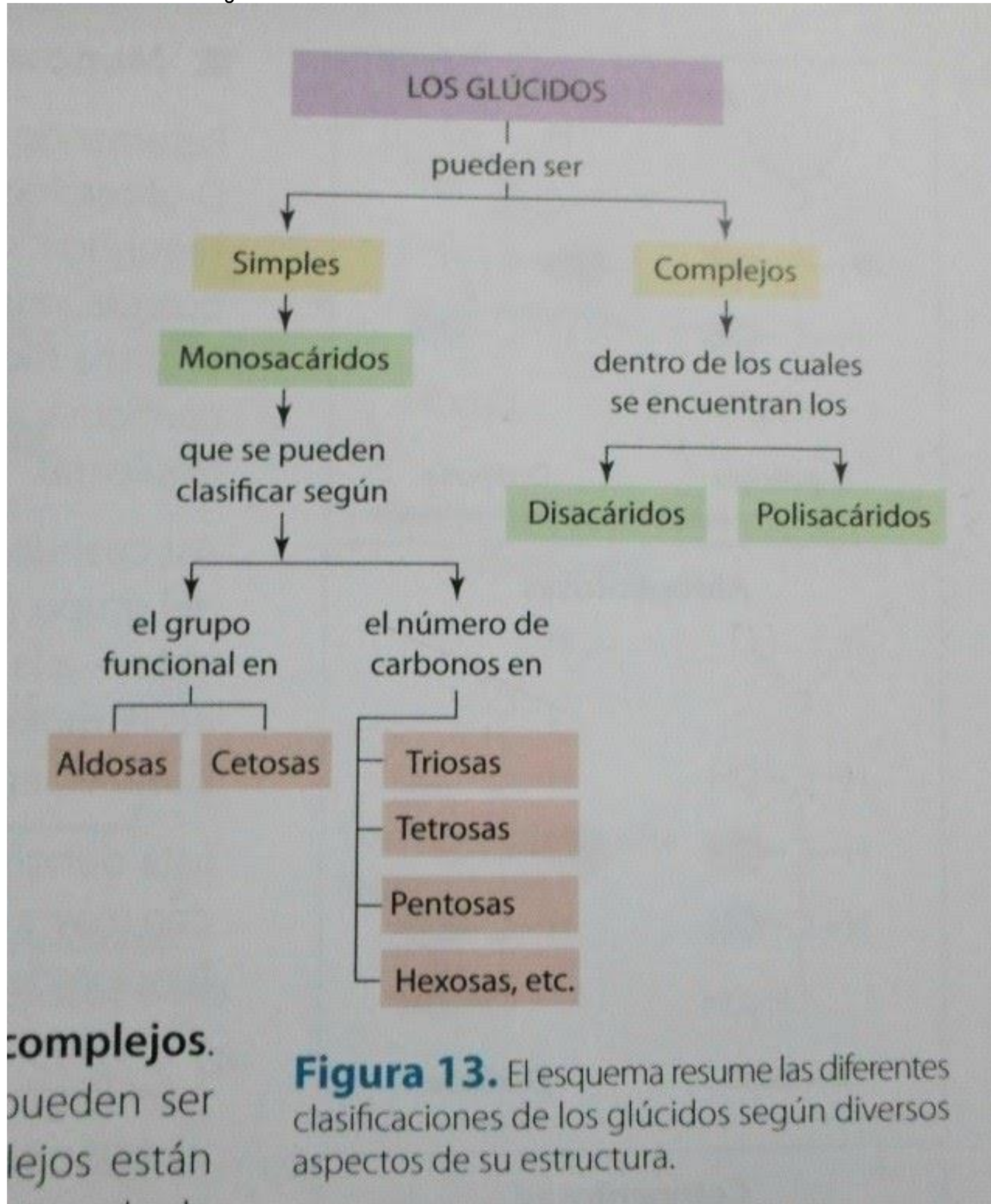


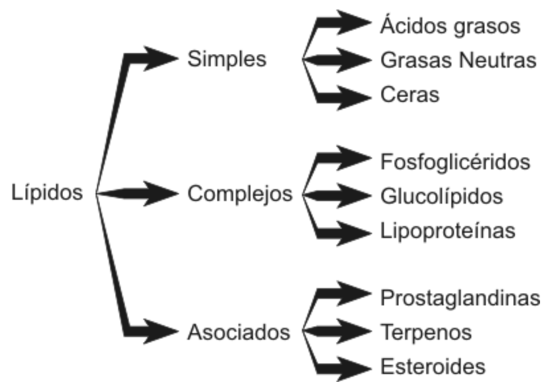
Figura 13. El esquema resume las diferentes clasificaciones de los glúcidos según diversos aspectos de su estructura.

4.1.2 Fuente de energía de disponibilidad inmediata

Los monosacáridos y disacáridos fundamentalmente son utilizados como material energético inmediato (glucosa, galactosa, fructosa, maltosa, lactosa y sacarosa).

4.2 Lípidos

4.2.1 Estructura



- Lípidos simples: Su estructura molecular es unitaria, solo incluyen ésteres de ácidos grasos y un alcohol.
- Lípidos compuestos: Son aquellos cuya molécula, presenta dos componentes claramente diferenciados, de los cuales alguno presenta propiedades de lípido al considerarse por separado
- Lípidos derivados: Son los que no se pueden clasificar como simples o compuestos

Lípidos simples

Dentro de este grupo de lípidos están los ácidos grasos, ceras, acilgliceroles o grasas neutras.

Ácidos grasos

Los ácidos grasos son ácidos monocarboxílicos, que pueden encontrarse libres aunque normalmente suelen encontrarse formando parte de otros lípidos. Los ácidos grasos responden a la fórmula general R–COOH, donde R es una cadena carbonada de estructura muy variada (lineal, ramificada, alicíclica) y que puede presentar dobles enlaces. Según el número de dobles enlaces los lípidos se clasifican en ácidos grasos saturados (Saturate Fatty Acids –SFA–), ácidos grasos monoinsaturados (Mono-Unsaturate Fatty Acids –MUFA–) y ácidos grasos poliinsaturados (Poly-Unsaturate Fatty Acids –PUFA–)

SFA		
Común	**Fórmula**	**Sístemático**
Fórmico	C1:0	Metanoico
Acético	C2:0	Etanoico
Propiónico	C3:0	Propanoico
Butírico	C4:0	Butanoico
Valérico	C5:0	Pentanoico
Caproico	C6:0	Hexanoico
Caprílico	C8:0	Octanoico
Cáprico	C10:0	Decanoico
Láurico	C12:0	Dodecanoico
Mirístico	C14:0	Tetradecanoico
Palmítico	C16:0	Hexadecanoico
Esteárico	C18:0	Octadecanoico
Araquídico	C20:0	Eicosanoico
Behénico	C22:0	Docosanoico

Lignocérico	C24:0	Tetracosanoico

MUFA		
Común	Fórmula	Sístemático
Elaidico	C18:1^{9};w9	trans-9-octadecanoico

PUFA		
Común	Fórmula	Sístemático
Linoleico	C18:2^{9,12};w6	todos cis-9,12-octadecadienoico
γ-Linolénico	C18:3^{6,9,12};w6	todos cis-6,9,12-octadecatrienoico
α-Linolénico	C18:3^{9,12,15};w3	todos cis-9,12,15-octadecatrienoico
Araquidónico	C20:4^{5,8,11,14};w6	todos cis-5,8,11,14-eicosatetraenoico
Timnodónico	C20:5^{5,8,11,14,17};w3	todos cis-5,8,1,14,17-eicosapentenoico
Clupanodónico	C22:5^{7,10,13,16,19};w3	todos cis-7,10,13,16,19-docosapentenoico
Cervónico	C22:6^{4,7,10,13,16,19};w3	todos cis-4,7,10,13,16,19-docosahexenoico

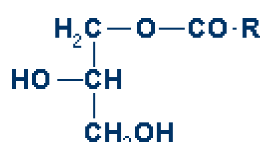
Ceras

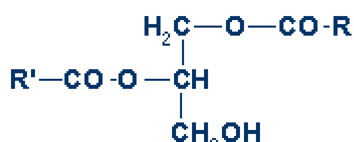
Las ceras son ésteres de los ácidos grasos con alcoholes primarios de cadena larga y responden a la formula general:

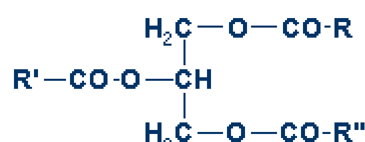


Acilgliceroles o acilglicéridos o grasas neutras

Los acilgliceroles, también conocidos con el nombre de acilglicéridos o grasas neutras, son ésteres de glicerol con ácidos grasos. Al poder establecer el glicerol tres enlaces éster, los acilglicéridos pueden presentar uno, dos o tres ácidos grasos en su estructura, por lo que hablamos de mono, di o triacilglicéridos (o triglicéridos).

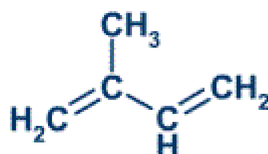






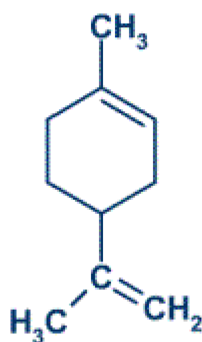
Lípidos isoprenoides

Este grupo de lípidos se caracteriza por ser derivados del isopreno:



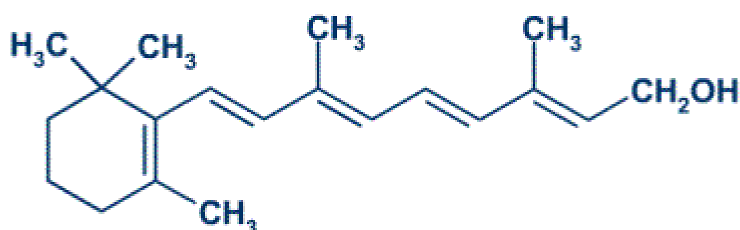
A partir de la condensación de varias unidades de isopreno activo (isopreno fosforilado) se sintetizan los diferentes lípidos isoprenoides. Cada dos unidades de isopreno dan lugar a un terpeno, de manera que hay monoterpenos, sesquiterpenos, diterpenos, etc. según contengan, respectivamente, dos, tres, cuatro, etc. isoprenos. Entre ellos, además, los hay acíclicos, ramificados y cíclicos, que pueden contener otros grupos funcionales (cetona, alcohol).

Entre los monoterpenos figuran diversos compuestos volátiles con aromas característicos, como el limoneno del limón y el alcanfor.



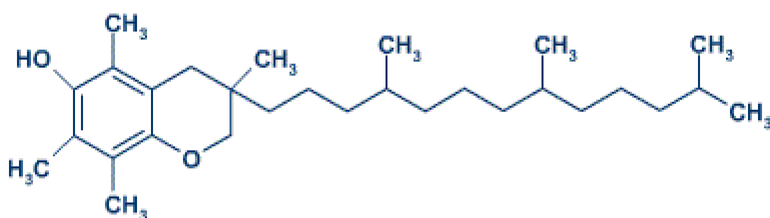
Limoneno

El retinol o vitamina A1 y el deshidro-3-retinol o vitamina A2 son diterpenos parcialmente ciclados, mientras el fitol es un diterpeno lineal.

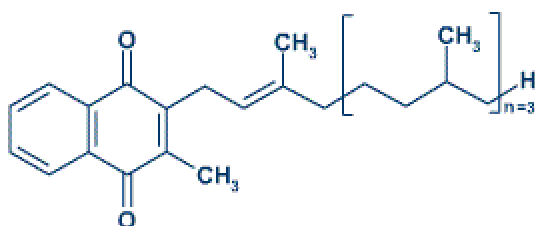


Vitamina A o retinol

Son también terpenoides la vitamina E o α-tocoferol y los derivados quinónicos, como las ubiquinonas, la plastoquinona y las vitaminas K.

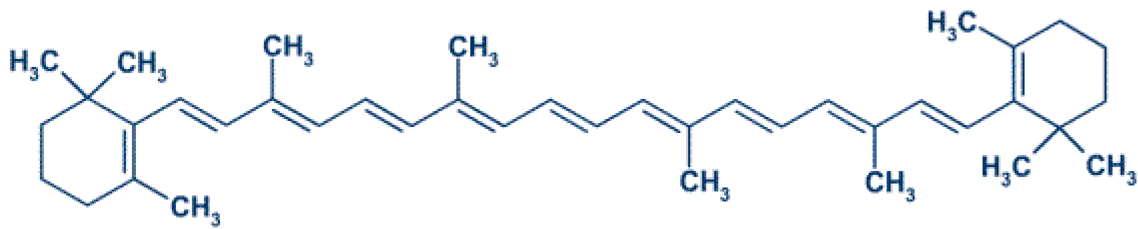


Vitamina E o α-tocoferol



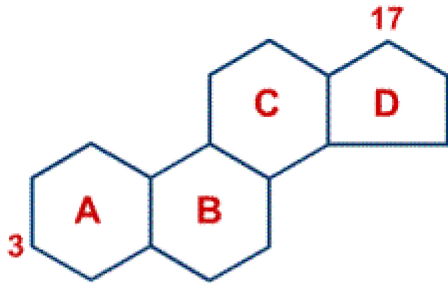
Vitamina K1o filoquinona

Los carotenoides son derivados poliisopréncos de 40 átomos de carbono (tetraterpenos). Por ejemplo, el β-caroteno:

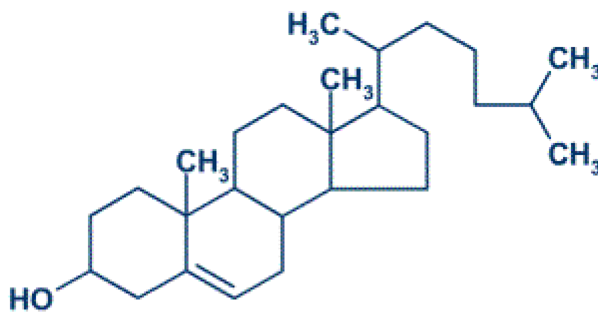


Esteroides

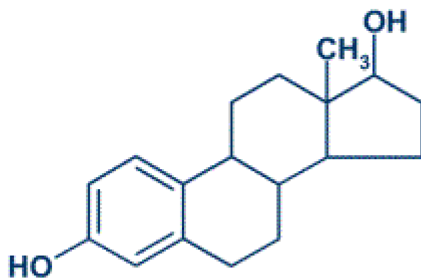
Los esteroides pueden considerarse también lípidos isoprenoides, puesto que en último termino proceden del isopentenilpirofosfato. Su estructura está relacionada con la del anillo esterano o ciclopentano-perhidrofenantreno.



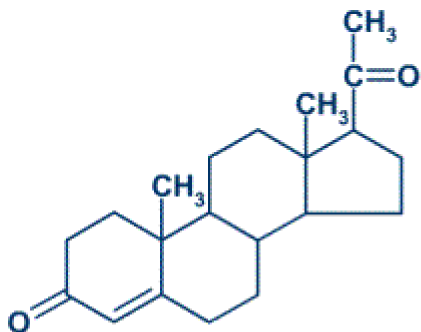
Los esteroles presentan un grupo hidroxilo en el C-3 y diferentes sustituyentes en el C-17. En la figura pueden ver una serie de esteroles: colesterol, hormonas sexuales, mineralocorticoides, glucocorticoides.



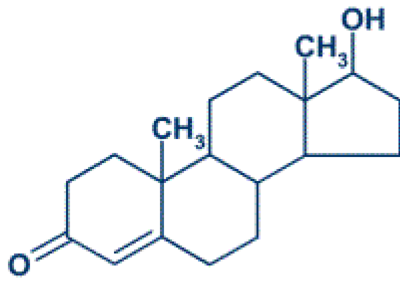
Colesterol



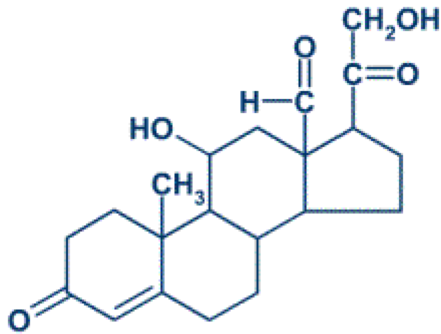
Estradiol



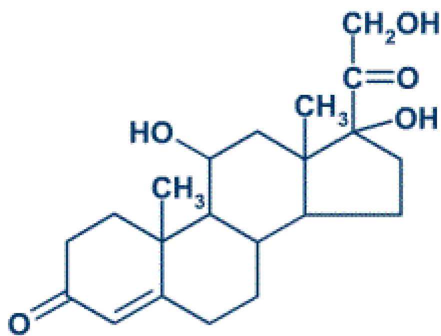
Progesterona



Testosterona

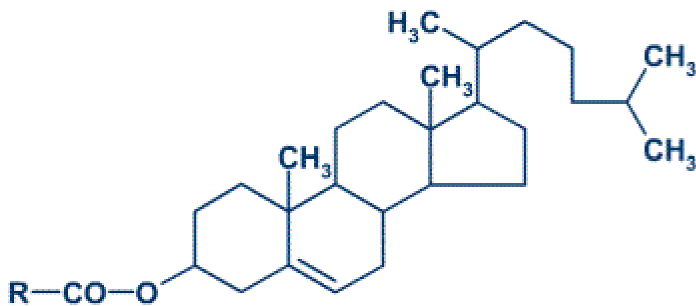


Aldosterona

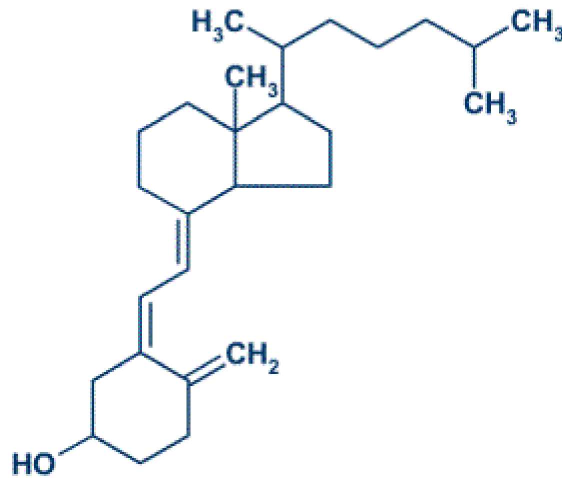


Cortisol

El colesterol o 3-hidroxi-5,6-colesteno es un esterol de 27 átomos de carbono, cuyo grupo hidroxilo adopta la configuración β. Además el colesterol puede ser esterificado por ácidos grasos dando ésteres de colesterol.



El colecalciferol o vitamina D3, los ácidos biliares y sus sales, y las diversas hormonas esteroideas (corticoides, andrógenos y estrógenos) son derivados del colesterol.



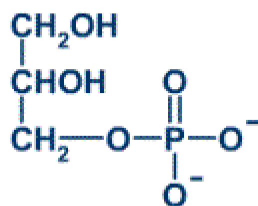
Vitamina D3 o colecalciferol

Lípidos complejos

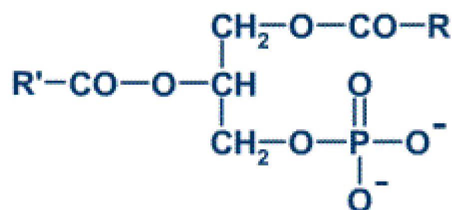
Los lípidos compuestos son aquellos cuya molécula presenta dos o más componentes claramente diferenciados. de los cuales uno de ellos una vez separado presenta propiedades de lípidos. Dentro de este grupo están los fosfolípidos y los glucolípidos.

Fosfolípidos

Este grupo de lípidos se caracteriza por presentar el grupo fosfato en su estructura esterificado con un alcohol, dependiendo del alcohol tenemos dos grupos de fosfolípidos: fosfoacilgliceroles (glicerol) o esfingomielinas (esfingosina).
Los fosfolípidos de glicerol o fosfoacilgliceroles son lípidos de membrana que presentan en su estructura glicerol que se encuentra esterificado con ácido fosfórico y ácidos grasos.

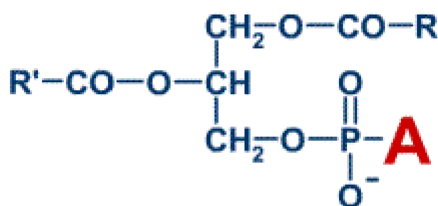


***sn*-glicerol-3-fosfato**



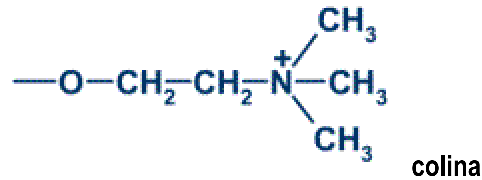
Ácido fosfatídico
1,2-diacil-*sn*-glicerol-3-fosfato

El grupo fosfato a su vez puede estar esterificado con un radical hidrofílico, dependiendo de la naturaleza de este radical (A) tenemos diferentes familias de fosfolípidos.



Familia	Grupo A

Fosfatidilcolinas (lecitinas)



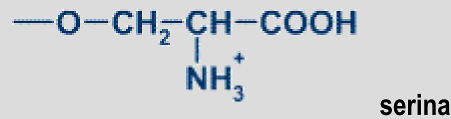
colina

Fosfatidiletanolaminas (cefalinas)



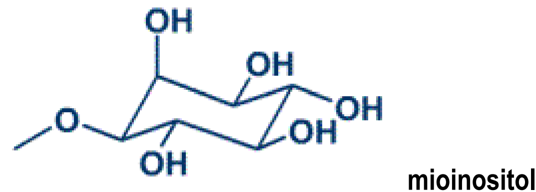
etanolamina

Fosfatidilserinas



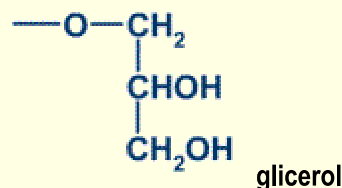
serina

Fosfatidilinositoles



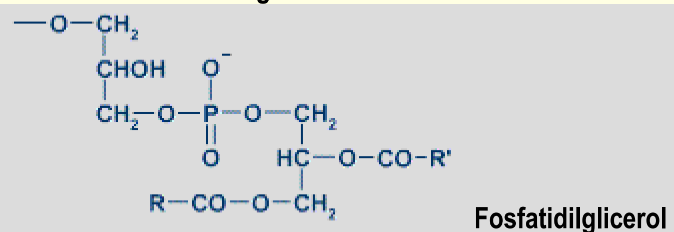
mioinositol

Fosfatildilgliceroles



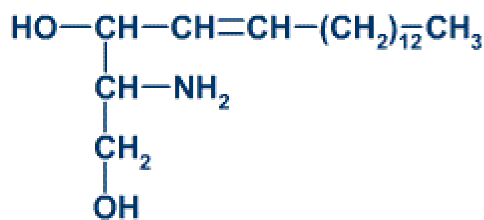
glicerol

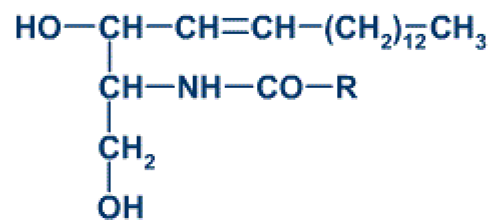
Cardiolipinas



Fosfatidilglicerol

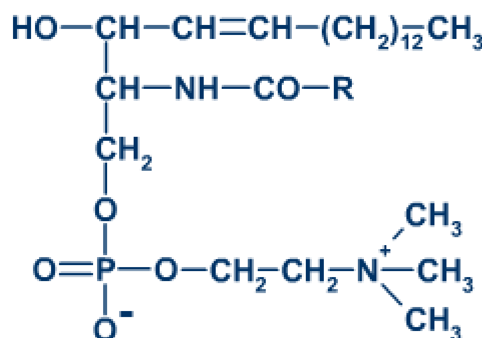
Los esfingolípidos son fosfolípidos donde los ácidos grasos esterifican a un alcohol aminado, la esfingosina o esfingenina, a través de un enlace amida, dando lugar a las cerámidas.





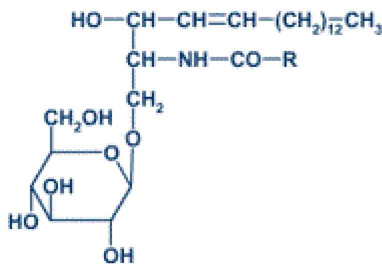
Esfingosina **Ceramida**

El grupo hidroxilo terminal de las cerámidas se puede unir a otros compuestos; entre ellos la colina formando la esfingomielina, que se encuentra presente en las membranas celulares.

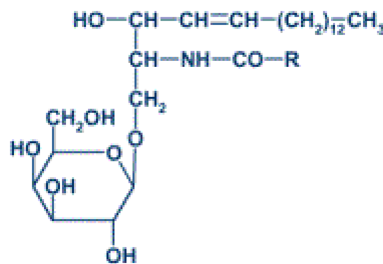


Glucolípidos

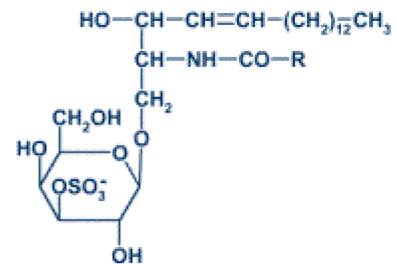
Los glucolípidos son lípidos que presentan carbohidratos en su estructura, formados por la unión de los carbohidratos al C1 de la ceramida.
Los cerebrósidos es un grupo de lípidos que se caracterizan por presentar en su estructura azúcares neutros como glucosa o galactosa, dando los glucocerebrósidos o galactocerebrósidos, los más sencillos presentan una única molécula de azúcar, aunque también pueden presentar varias cadenas de 2 a 10 cadenas de azúcares.
Los sulfátidos son los ésteres sulfúricos de los cerebrósidos (el sulfato esterifica el C3 de la hexosa), los más abundantes son los derivados de los cerebrogalactósidos, que constituyen una parte importante de los cerebrósidos del cerebro.



Glucocerebrósido

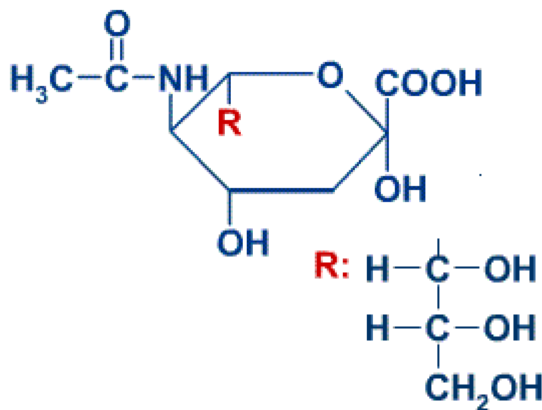


Galactocerebrósido



Sulfátido

Los gangliósidos se diferencian de los cerebrósidos en que contiene una o varias moléculas de ácido N-acetilneuramínico (ácido siálico). El número de hexosas que presentan varía entre uno y cuatro.



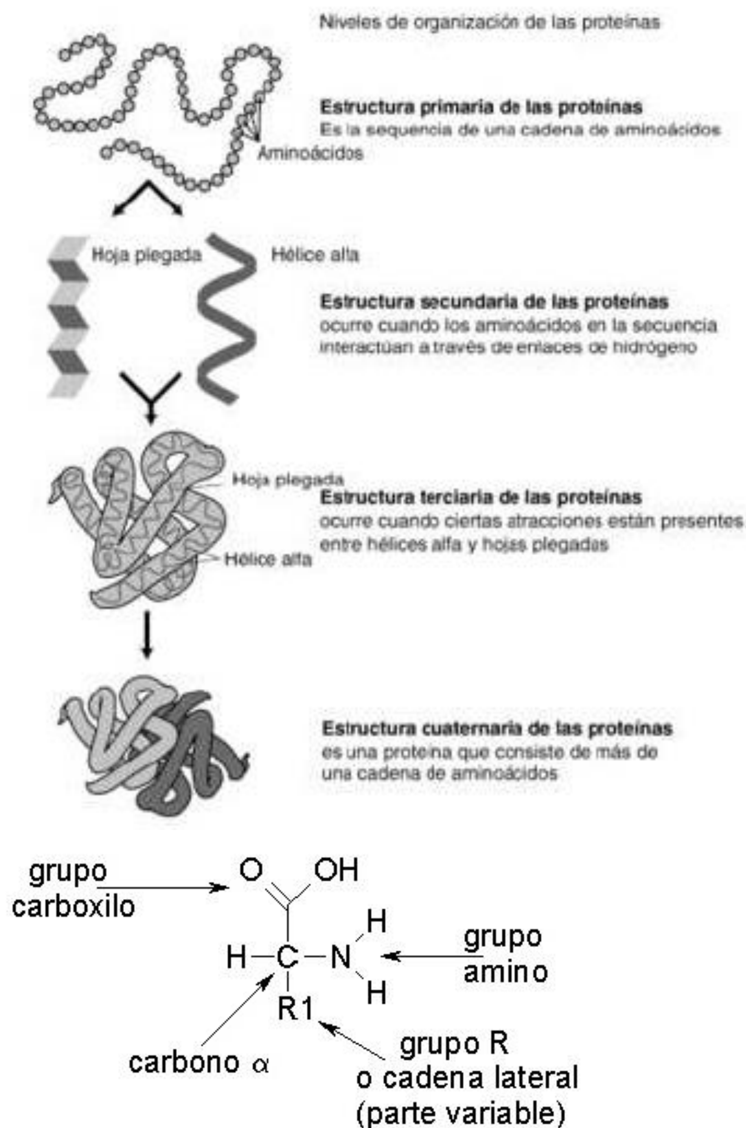
4.2.2 Almacén de energía

Los triglicéridos son la principal reserva de energía de los animales ya que un gramo de grasa produce 9,4 kilocalorías en las reacciones metabólicas de oxidación, mientras que las proteínas y los glúcidos sólo producen 4,1 kilocalorías por gramo.
En los animales forman el principal material de reserva energética, almacenados en el tejido adiposo. Las grasas y los aceites son las principales formas de almacenamiento, en muchos organismos se almacenan como triacilglicéridos anhidros, en cantidad ilimitada, a diferencia del Glucógeno que se almacena hidratado y muy limitado

4.3 Proteínas

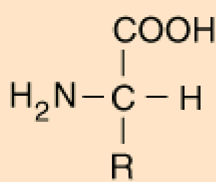
Las proteínas son macromoléculas compuestas por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. La mayoría también contienen azufre y fósforo. Las mismas están formadas por la unión de varios aminoácidos, unidos mediante enlaces peptídicos. El orden y disposición de los aminoácidos en una proteína depende del código genético, ADN, de la persona.
Las proteínas constituyen alrededor del 50% del peso seco de los tejidos y no existe proceso biológico alguno que no dependa de la participación de este tipo de sustancias.

4.3.1 Grupos funcionales presentes en aminoácidos



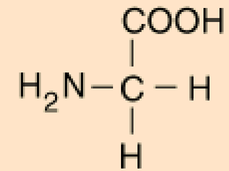
Aminoácidos con grupos R- de Hidrocarburos

Los aminoácidos son compuestos orgánicos que contienen tanto un grupo amino como un grupo carboxilo. Se distinguen por el grupo funcional R adjunto.

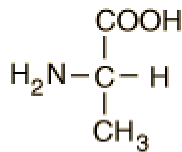


De los veinte aminoácidos que componen las proteínas, seis de ellos tienen grupos R de hidrocarburo. El más simple de los aminoácidos, la glicina, tiene un átomo de hidrógeno en la posición del grupo R.

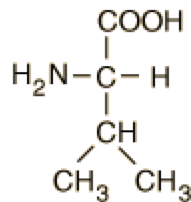
Grupo R
Hidrocarburos
Neutral
Ácido o Base



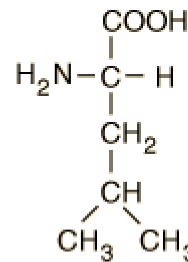
Glycine (gly)



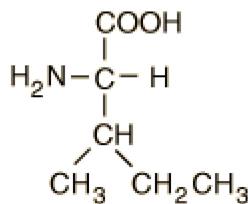
Alanine (ala)



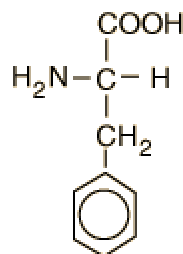
Valine (val)*



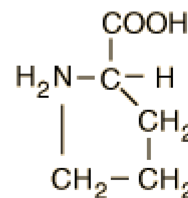
Leucine (leu)*



Isoleucine (ile)*



Phenylalanine (phe)*

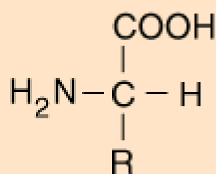


Proline (pro)

* Los aminoácidos que son esenciales no los pueden hacer el cuerpo humano y, por lo tanto, deben obtenerse de la dieta

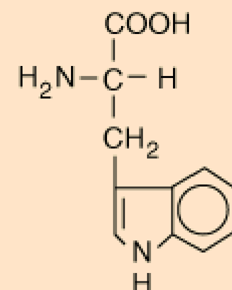
Aminoácidos con grupos R- Neutral

Los aminoácidos son compuestos orgánicos que contienen tanto un grupo amino como un grupo carboxilo. Se distinguen por el grupo funcional R adjunto.

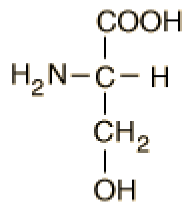


De los 20 aminoácidos que componen las proteínas, siete de ellos tienen grupo R neutral:

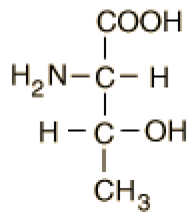
Grupo R
Hidrocarburo
Neutral
Ácido o Base



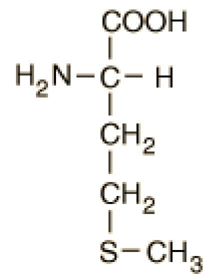
Tryptophan (trp)*



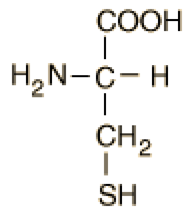
Serine (ser)



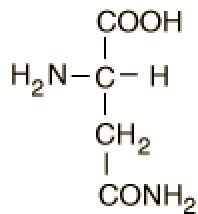
Threonine (thr)*



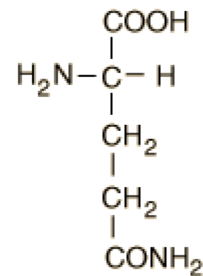
Methionine (met)*



Cysteine (cys)



Asparagine (asn)

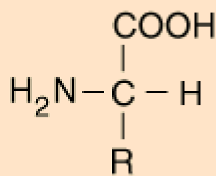


Glutamine (gln)

* Los aminoácidos que son esenciales no los pueden hacer el cuerpo humano y, por lo tanto, deben obtenerse de la dieta.

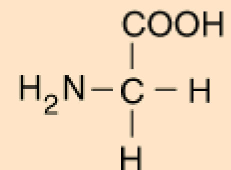
Aminoácidos con grupos R- Ácido o Base

Los aminoácidos son compuestos orgánicos que contienen tanto un grupo amino como un grupo carboxilo. Se distinguen por el grupo funcional R adjunto.

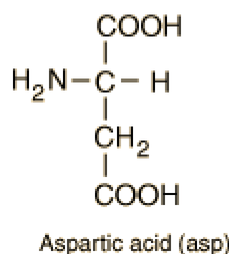


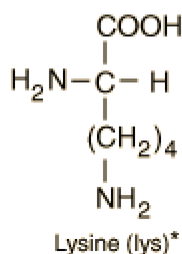
De los veinte aminoácidos que componen las proteínas, seis de ellos tienen grupos R ácido o base. Comparar con el más simple de los aminoácidos, la glicina, que tiene sólo como grupo R un H.

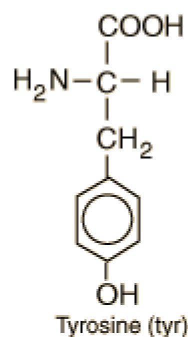
Grupo R
Hidrocarburo
Neutral
Ácido o Base

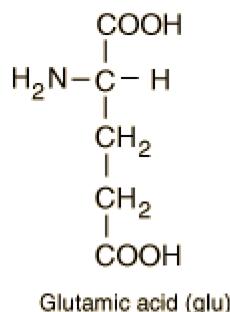


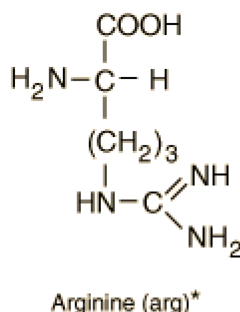
Glycine (gly)

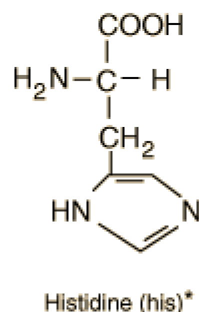

Aspartic acid (asp)


Lysine (lys)*


Tyrosine (tyr)


Glutamic acid (glu)

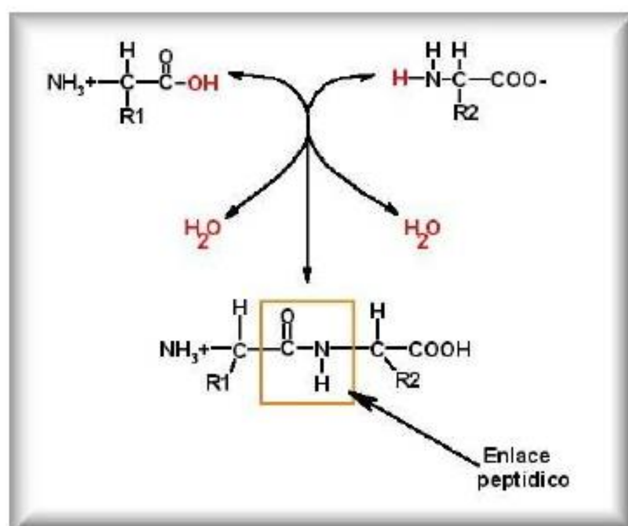

Arginine (arg)*


Histidine (his)*

* Los aminoácidos que son esenciales no los pueden hacer el cuerpo humano y, por lo tanto, deben obtenerse de la dieta.

4.3.2 Enlace peptídico

En las proteínas, los aminoácidos están unidos uno seguido de otro, sin ramificaciones, por medio del enlace peptídico, que es un enlace amido entre el grupo a-carboxilo de un aminoácido y el grupo a-amino del siguiente. Este enlace se forma por la deshidratación de los aminoácidos en cuestión. Esta reacción es también una reacción de condensación, que es muy común en los sistemas vivientes:



Tres aminoácidos pueden ser unidos por dos enlaces peptídicos para formar un tripéptido, de manera similar se forman los tetrapéptidos, pentapéptidos y demás.

Los enlaces peptídicos no se rompen con condiciones que afectan la estructura tridimensional de las proteínas como la variación en la temperatura, la presión, el pH o elevadas concentraciones de moléculas como el SDS (dodecil sulfato de sodio, un detergente), la urea o las sales de guanidinio. Los enlaces peptídicos pueden romperse de manera no enzimática, al someter simultáneamente a la proteína a elevadas temperaturas y condiciones ácidas extremas.

- Es fundamental para la formación de los péptidos y proteínas y consiste en la unión de dos aminoácidos "cabeza con cola", es decir el grupo amino de un aminoácido se une con el carboxilo de otro y así sucesivamente hasta formar grandes cadenas polipeptídicas y proteínicas.

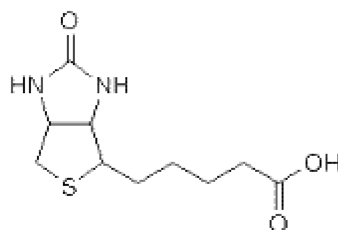
4.4 vitaminas y minerales, fuentes e importancia

Vitaminas

- Las vitaminas son compuestos orgánicos, es decir que provienen de los seres vivos (animales y plantas).
- Son imprescindibles para el normal desarrollo de los procesos químicos en las células del cuerpo.
- Las vitaminas no tienen valor calórico alguno.
- Se clasifican en liposolubles e hidrosolubles.

Biotina (Vitamina B7)

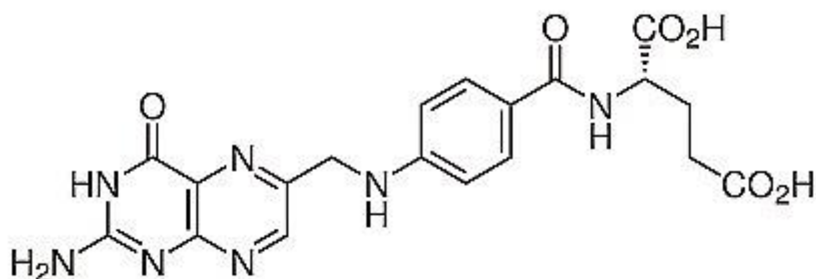
La biotina (vitamina B7) actúa como una coenzima en las reacciones de carboxilación que son esenciales para el metabolismo de las grasas y los carbohidratos. La ingesta adecuada para los adultos es de 30 microgramos díarios. Fuentes dieteticas de biotina incluyen yemas de huevo, hígado, verduras y cereales integrales.



Biotina

Ácido fólico (Vitamina B9)

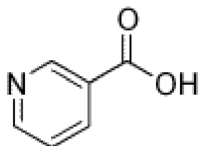
El folato, también llamado vitamina B9, es necesario para la maduración de los glóbulos rojos y la síntesis de purinas y pirimidinas que se requieren para el desarrollo del sistema nervioso fetal. El consumo adecuado de ácido fólico antes de la concepción y durante el primer trimestre del embarazo ayuda a prevenir ciertos defectos del cerebro de la médula espinal como la espina bífida. El folato se absorbe en el duodeno y el yeyuno proximal. La dosis recomendada de folato es de 400 microgramos diarios y el límite superior es de 1000 microgramos. El folato no es tóxico. La deficiencia produce anemia megaloblástica indistinguible a la que ocurre por la deficiencia de vitamina B12. La deficiencia de folato en la vejez aumenta significativamente el riesgo de desarrollar demencia. El ácido fólico se encuentra en los guisantes secos, habas secas, levadura y verduras de hojas verdes como la espinaca, escarola y lechuga.



Ácido fólico

Niacina (vitamina B3)

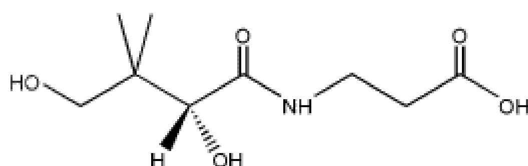
La niacina (vitamina B3 o ácido nicotínico) es una subestructura química del dinucleótido de nicotinamida y adenina (NAD) y el fosfato de dinucleótido de nicotinamida y adenina (NADP), que son coenzimas en reacciones importantes de oxidación-reducción en el metabolismo celular. La deficiencia de niacina dietética causas pelagra, una enfermedad caracterizada por dermatitis, trastornos gastrointestinales, e inestabilidad mental. La deficiencia ocurre cuando la ingesta de niacina y el aminoácidotriptófano son extremadamente insuficientes. La deficiencia es mas común en zonas donde el maíz constituye una gran parte de la dieta. El pescado y los hongos son buenas fuentes de niacina.



Niacina

Ácido pantoténico (Vitamina B5)

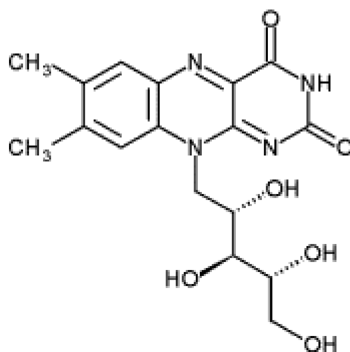
El ácido pantoténico (vitamina B5) está ampliamente distribuido en los alimentos y se encuentra en grandes cantidades en los cereales integrales, legumbres, huevos, carne, hongos, levaduras, y el hígado. El ácido pantoténico es necesario para formar la coenzima-A (CoA), y es fundamental en el metabolismo y la síntesis de carbohidratos, proteínas y grasas. Los adultos necesitan alrededor de 5 miligramos diarios.



Ácido pantoténico (Vitamina B5)

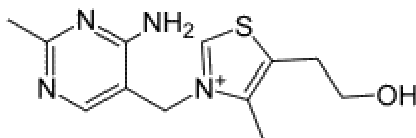
Riboflavina (Vitamina B2)

La riboflavina (vitamina B2) participa en el metabolismo de los carbohidratos como una coenzima esencial en muchas reacciones de oxidación-reducción. La riboflavina no es tóxica. La deficiencia de riboflavina generalmente ocurre con otras deficiencias de vitaminas B. Los síntomas incluyen dolor de garganta, lesiones en los labios y en la mucosa de la boca, glositis, conjuntivitis, dermatitis seborreica, y anemia normocítica normocrómica. La riboflavina se encuentra en los hongos, las levaduras y carnes.



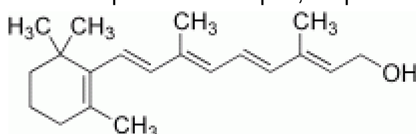
Riboflavina (Vitamina B2)

Tiamina (Vitamina B1)
La tiamina (vitamina B1) se encuentra en una gran variedad de alimentos. La tiamina participa en el metabolismo de los carbohidratos, grasas, aminoácidos, glucosa y el alcohol. La tiamina no es tóxica. La deficiencia de tiamina (que causa el beriberi) es más común en personas del tercer mundo que subsisten del arroz refinado o alimentos altos en hidratos de carbono. Los brotes de soja, la levadura dietetica, y los cereales fortificados son buenas fuentes de tiamina.



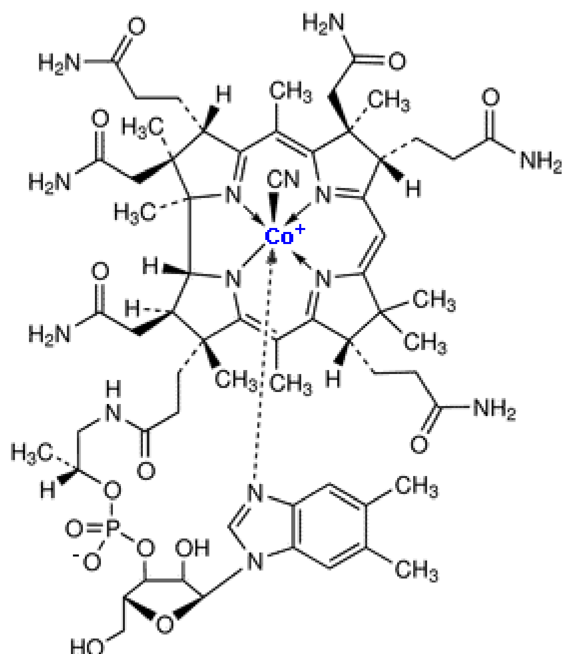
Tiamina (Vitamina B1)

Vitamina A
La vitamina A (retinol) es necesaria para la formación de la rodopsina, un pigmento de los fotorreceptores de la retina. La vitamina A ayuda a mantener los tejidos epiteliales. Normalmente, el hígado almacena el 90% de la vitamina A que ocurre en el cuerpo. Para usar la vitamina A, el organismo la pone en circulación unida a una proteína. Varios carotenoides, como el β-caroteno, que ocurren en legumbres verdes o amarillas y en las frutas de colores brillantes, se convierten en vitamina A. El Aporte Dietético Recomendado (ADR) es de 900 microgramos para los hombres, 700 micrograms para las mujeres. Los carotenoides se absorben mejor cuando las verduras se cocinan con grasas o aceites. La deficiencia de vitamina A afecta la inmunidad, y causa erupciones de la piel, sequedad de los ojos, y ceguera nocturna.



Retinol (Vitamina A)

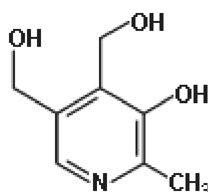
Vitamina B12
Las cobalaminas son compuestos con actividad biológica de vitamina B12. Estos compuestos participan en el metabolismo de los ácidos nucleicos, la transferencia de metilo, la síntesis y reparación de mielina, y la formación de los glóbulos rojos. La vitamina B12 se libera en el ambiente ácido del estómago y hace un complejo con una proteína de la saliva llamada proteína R. Enzimas pancreáticas rompen el complejo en el intestino delgado, y el factor intrínseco secretado por las células parietales de la mucosa gástrica ayuda la absorción de vitamina B12 que ocurre en el íleon terminal. El Aporte Dietético Recomendado (ADR) es de 2.4 microgramos, la cantidad en 85 gramos de carne. La vitamina B12 se encuentra en almejas, ostras, pavo, pollo, carne de res y cerdo. La deficiencia de vitamina B12 casi siempre es el resultado de absorción inadecuada, pero también puede ocurrir en los veganos que exclusivamente comen alimentos vegetarianos y no toman suplementos vitamínicos. La deficiencia produce anemia megaloblástica, daña la médula espinal y el cerebro, y causa neuropatía periférica caracterizada por entumecimiento en las manos o los pies.



Cianocobalamina (Vitamina B12)

Vitamina B6

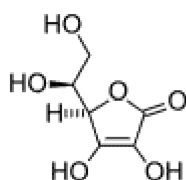
La vitamina B6 incluye un grupo de compuestos relacionados: piridoxina, piridoxal y piridoxamina. En el cuerpo, estos compuestos se convierten en fosfato de piridoxal, que actúa como una coenzima en muchas reacciones importantes en la sangre, el sistema nervioso central, y el metabolismo de la piel. La vitamina B6 es importante en la biosíntesis del grupo hemo y ácidos nucleicos, así como en el metabolismo de los lípidos, carbohidratos y aminoácidos. La vitamina B6 se encuentra en muchas verduras y carnes. Algunos cereales para el desayuno están fortificados con vitamina B6. Fuentes naturales de vitamina B6 incluyen la levadura de cerveza, las coles chinas (pak-choi), y los pimientos rojos y verdes.



Piridoxina (Vitamina B6)

Vitamina C

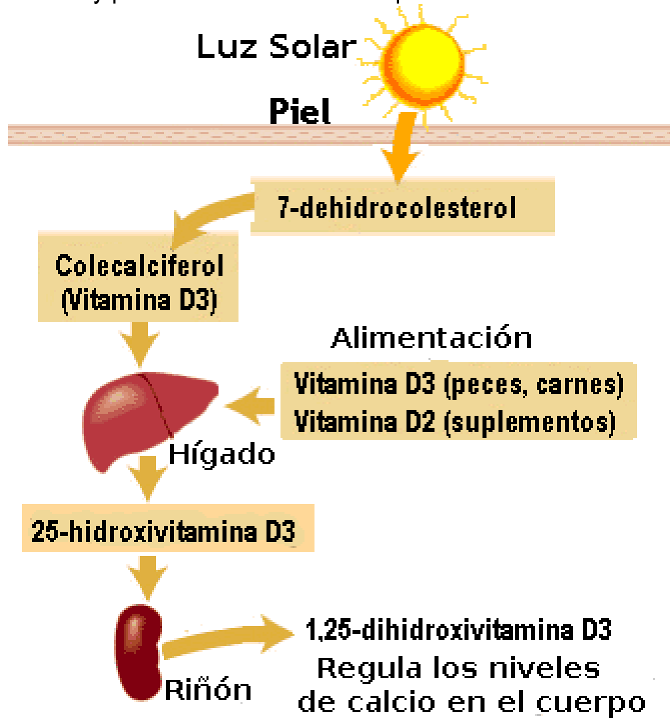
La vitamina C (ácido ascórbico) participa en la formación de colágeno, carnitina, hormonas, y aminoácidos. La vitamina C es esencial para la cicatrización de heridas y la recuperación de quemaduras. La vitamina C es un antioxidante que apoya la función inmune y facilita la absorción de hierro. En los países desarrollados, la deficiencia puede ocurrir por desnutrición, pero la deficiencia severa (que causa escorbuto) es poco frecuente. Los síntomas de deficiencia incluyen fatiga, depresión y defectos de tejido conectivos como la gingivitis, erupciones de la piel, hemorragias internas, o heridas que no cicatrizan. El Aporte Dietético Recomendado (ADR) es de 75 miligramos para las mujeres, y 90 miligramos para los hombres. El nivel máximo tolerable de vitamina C es aproximadamente de 2 gramos (2000 mg) por día. Cantidades mayores puede causar malestares estomacales y diarrea. La vitamina C se encuentra en las frutas y verduras frescas. Las frutas cítricas como las naranjas y los limones son una buena fuente de vitamina C.



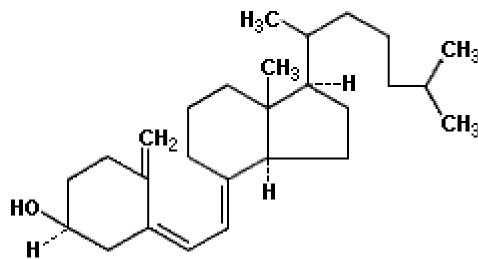
Ácido ascórbico (Vitamina C)

Vitamina D

La vitamina D tiene dos formas principales: D2 (ergocalciferol) y D3 (colecalciferol). La vitamina D3 se sintetiza al exponer la piel a la luz ultravioleta del sol y también se encuentra en la dieta, principalmente en el aceite de hígado de pescado y las yemas de huevo. En algunos países desarrollados, la leche y otros alimentos están fortificados con vitamina D. La leche materna es baja en vitamina D, y solamente contiene el 10% de la cantidad en la leche de vaca fortificada. El requisito de vitamina D aumenta con la edad. La vitamina D es una prohormona con varios metabolitos activos que actúan como hormonas. La vitamina D3 se metaboliza en el hígado formando la forma circulante 25-hidroxivitamina D3, que luego se convierte por los riñones en la forma que tiene más actividad metabólica, 1,25-dihidroxivitamina D3 (1,25-dihidroxicolecalciferol o calcitriol). La exposición inadecuada al sol puede causar deficiencia de vitamina D. La deficiencia afecta la mineralización ósea, causando raquitismo en los niños, osteomalacia en los adultos y puede contribuir a la osteoporosis.



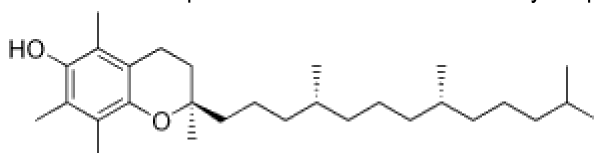
Metabolismo de la Vitamina D



Colecalciferol
(Vitamina D_3)

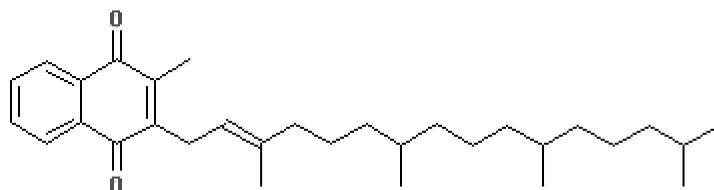
El Instituto de Medicina recomienda un consumo de 200 Unidades Internacionales (UI) diarias desde el nacimiento hasta los 50 años, 400 UI de los 51 a los 70 años y 600 UI para los mayores de 70 años. Esta recomendación fué establecidas determinando el nivel de vitamina D suficiente para evitar la desmineralización ósea o el raquitismo. El nivel máximo tolerable de vitamina D es de 10,000 UI por día. Ensayos aleatorios usando la ingesta recomendada de 400 UI de vitamina D diarios no han mostrado una reducción apreciable en el riesgo de fracturas, pero ensayos con 700 a 800 UI de vitamina D por día han mostrado reducir la incidencia de fracturas[8]. Los adultos deben consumir al menos 1000 UI por día de vitamina D para mantener los niveles de vitamina en el suero sanguineo que son eficaces para el fortalecimiento de los huesos.

Vitamina E
La vitamina E es un grupo de compuestos (los tocoferoles y tocotrienoles) que tienen actividades biológicas similares. La forma más activa es α-tocoferol, pero las formas β-, γ-, y δ- también tienen actividad biológica importante. Estos compuestos actúan como antioxidantes, que impiden la peroxidación lipídica de los ácidos grasos poliinsaturados en las membranas celulares. Los niveles de tocoferol en la plasma varían de acuerdo con los niveles de lípidos totales en la plasma. Normalmente, el nivel de α-tocoferol en la plasma es de 5 a 20 mcg/ml. La deficiencia de vitamina E es común en los países no desarrollados. La deficiencia de vitamina E causa degeneración de los axones de las neuronas (células nerviosas) y produce sintomas neurológicos y fragilidad de los glóbulos rojos que generalmente se diagnostica como anemia hemolítica. No se recomienda tomar suplementos de vitamina E porque los estudios han encontrado que la suplementación aumenta el riesgo de insuficiencia cardíaca y mortalidad general. La vitamina E se encuentra en las espinacas y muchos vegetales de hojas verdes. Buenas fuentes de vitamina E son las semillas de plantas aceitosas como el maní y las pepitas de girasol.



Alfa-tocoferol (Vitamina E)

Vitamina K
La vitamina K1 (filoquinona) es la forma dietética de la vitamina K. La grasa en la dieta aumenta su absorción. Las fórmulas infantiles contienen suplementos de vitamina K. La vitamina K2 se refiere a un grupo de compuestos (menaquinonas) sintetizada por bacterias en los intestinos, aunque la cantidad sintetizada no es suficiente para proveer el requisito mínimo de vitamina K. El Aporte Dietético Recomendado (ADR) es de 120 microgramos diarios para los hombres, y 90 para las mujeres. La vitamina K controla la formación de los factores de coagulación II (protrombina), VII, IX y X en el hígado. La deficiencia de vitamina K es rara en los adultos en buena salud porque la vitamina se encuentra ampliamente distribuida en las legumbres verdes como la espinaca.



Vitamina K_1 (filoquinona)

Vitaminas hidrosolubles

VITAMINA	FUENTE	FUNCIONES
B1	Zanahoria, tomate, pan, cerdo, maníes.	Estimula el metabolismo del azúcar y ácidos grasos para obtener energía de los alimentos. Favorece el funcionamiento del sistema nervioso y circulatorio.
B2	Zanahoria, tomate, carne, leche, huevos.	Necesaria para la piel. Interviene en el metabolismo de glúcidos, proteínas y grasas.
NIACINA	Carne.	Interviene en reacciones generadoras de energía en las células. Favorece las funciones del sistema nervioso.
ACIDO PANTO-TENICO	Carnes, legumbres.	Necesario para el metabolismo de proteínas, hidratos de carbono y grasas. Interviene en la formación de algunas hormonas. Interviene en la regeneración de tejidos.
B6	Leche, legumbres, huevo, maíz.	Necesaria para la asimilación de proteínas. Interviene en la formación de glóbulos rojos y favorece el funcionamiento del sistema nervioso.
B12	Leche, carne, huevo.	Necesaria para la formación de glóbulos rojos. Previene de algunas anemias.
BIOTINA	Carne, leche, huevo, maníes.	Participa en la formación de ácidos grasos y producción de energía. Necesa-ria en varias reacciones químicas del organismo.
C	Limones, papas, ajíes, kiwi.	Interviene en la formación de colágeno, proteína que sirve de sostén de las estructuras corporales. Estimula la absorción de hierro. Mantiene sanos los huesos, dientes y vasos sanguíneos. Previene infecciones.

VITAMINAS LIPOSOLUBLES

VITAMINA	FUENTE	FUNCIONES
A	Leche, manteca, carne, huevos, zanahoria, tomate.	Necesaria para la piel, dientes, encías, ojo, pelo y el crecimiento.
D	Leche, manteca, huevos.	Interviene en el metabolismo del calcio. Necesaria para los huesos y dientes.
E	Cereales, aceite, manteca.	Necesaria en la formación y funcionamiento de glóbulos rojos, músculos y otros tejidos.
K	Legumbres.	Es necesaria en el proceso de coagulación de la sangre.

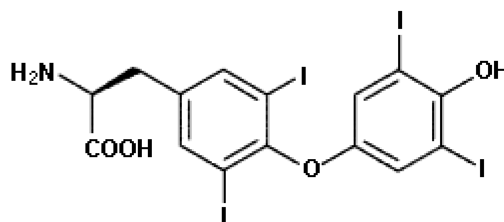
Minerales

- Los minerales son sustancias inorgánicas necesarias para el mantenimiento del metabolismo y las funciones vitales.
- Los oligoelementos (zinc, manganeso, etc.) son minerales necesarios en cantidades menores y participan en los procesos biológicos.

Calcio
El calcio (Ca) es el mineral más abundante en el cuerpo humano. Más del 99% del calcio en el cuerpo es parte estructural de los huesos y los dientes. El calcio también se encuentra en los fluidos del cuerpo donde funciona para regular las contracciones de los vasos sanguíneos y los músculos. El requisito de calcio es mayor desde la pubertad a la madurez, cuando el cuerpo crece rápidamente. La leche y los productos lácteos son buenas fuentes de calcio.

Edad	ADR de Calcio (mg/día)
0-6 meses	210
7-12 meses	270
1-3 años	500
4-8 años	800
9-18 años	1300
19-50 años	1000
51+ años	1200

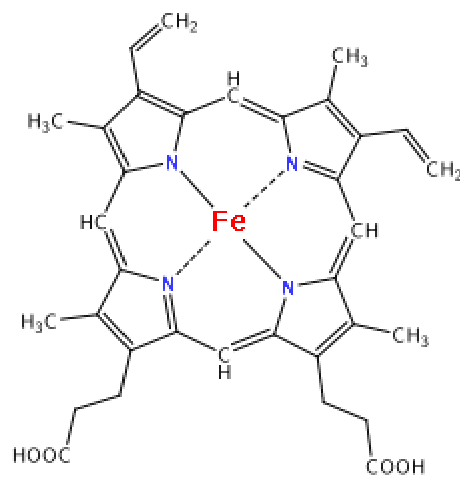
Flúor
La mayoría de flúor del cuerpo (F) está en los huesos y los dientes. La principal fuente de flúor es el agua potable. El flúor endurece el esmalte dental y previene lacaries dental. Cuando el agua tiene mucho flúor, el exceso se acumula en los dientes y los huesos causando fluorosis. Los dientes permanentes que se desarrollan cuando la ingesta de flúor es muy alta, toman un aspecto moteado característico de la fluorosis dental con manchas blancas en la superficie del esmalte que después adquieren un color pardo.
Yodo o Iodo
El función biologica del yodo (I) se lleva a cabo principalmente por medio de dos hormonas tiroideas, la tiroxina y triyodotironina. En los adultos, la glándula tiroides absorbe aproximadamente el 80% del yodo en los alimentos.



Tiroxina

La mayor parte del yodo ambiental se encuentra en el agua del mar. Las personas que viven lejos del mar tienen riesgo de deficiencia. La sal enriquecida con yodo (típicamente 70 µg/g) ayuda a asegurar una ingesta adecuada (150 microgramos/día). La deficiencia de yodo es común en muchas partes del mundo, pero es rara en las zonas donde se utiliza la sal yodada. La deficiencia de yodo se desarrolla cuando la ingesta de yodo es inferior a 20 µg/día. En la deficiencia leve o moderada, la glándula tiroides sufre hipertrofia al tratar de concentrar el yodo, resultando en el bocio, que es un agrandamiento de la glándula tiroides y aparece como una inflamación de la parte frontal del cuello. El consumo excesivo de alimentos con alto contenido de yodo, como el alga marina kombu, aumenta la concentración de hormonas tiroideas y puede causar la tirotoxicosis.
Hierro
El hierro (Fe) es un mineral que se encuentra en la hemoglobina, la mioglobina, y muchas proteínas y enzimas. El hierro contenido en el hemo, que ocurre principalmente en productos de origen animal, se absorbe mucho mejor que el hierro en otras formas que constituye más del 85% de una dieta típica. Sin embargo, la absorción del hierro que no proviene del hemo aumenta cuando se consume con proteínas de origen animal y vitamina C. El Aporte Dietético Recomendado (ADR) de hierro es de 8 miligramos diarios para los hombres y las mujeres posmenopáusicas, y 18 miligramos diarios para las mujeres premenopáusicas. La deficiencia de hierro, que causa la anemia, es la deficiencia nutricional más común en el mundo. La carne es la mejor fuente de hierro en la dieta. La deficiencia de hierro puede ser

consecuencia de la ingesta insuficiente de hierro, dietas vegetarianas inadecuadas, o la malabsorción. El sangrado crónico puede causar deficiencia de hierro. Cantidades excesivas de hierro se pueden acumular en el cuerpo cuando una persona recibe repetidas transfusiones de sangre o toma muchos suplementos de hierro. El exceso de hierro es tóxico y puede causar vómitos, diarrea, y dañar los intestinos y otros órganos.

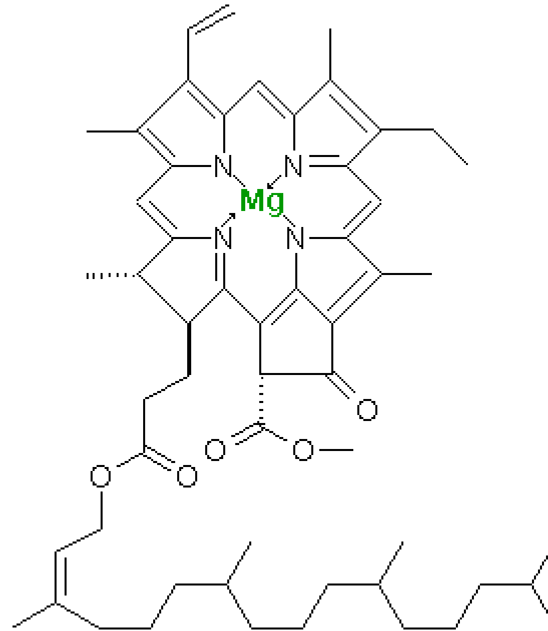


Hemo, componente de la hemoglobina

Magnesio

El magnesio (Mg) tiene varias funciones metabólicas importantes en la producción y el transporte de energía. El magnesio también es importante para la contracción y relajación de los músculos. El magnesio participa en la síntesis de proteínas, y ayuda en el funcionamiento de algunas enzimas. La mayor parte del magnesio proviene de las nueces, cereales, y vegetales de color verde que son ricos en clorofila.

Edad	ADR de Magnesio (mg/día)
0-6 meses	30
7-12 meses	75
1-3 años	80
4-8 años	130
9-13 años	240
14-18 años	niños: 410, niñas: 360
19-30 años	hombres: 400, mujeres: 310
31+ años	hombres: 420, mujeres: 320



Clorofila A

Manganeso

El manganeso (Mn) es un componente de varios sistemas enzimáticos, incluyendo las glucosiltransferasas y la fosfoenolpiruvato carboxicinasa específicas de manganeso, y es esencial para el desarrollo de los huesos normales. Los cereales y las nueces son fuentes dieteticas de manganeso. La ingesta adecuada de manganeso es de 2 a 5 mg/día.

Molibdeno

El molibdeno (Mo) es un componente de coenzimas necesarias para la actividad de la xantina oxidasa, sulfito oxidasa y aldehído oxidasa. La enzima sulfito oxidasa cataliza la transformación de sulfito a sulfato que se necesita para el metabolismo de los aminoácidos que contienen azufre, como la cisteína. Legumbres como las lentejas, los frijoles y chícharos (guisantes) son buenas fuentes de molibdeno. El aporte dietético recomendado (ADR) para los hombres y mujeres es de 45 microgramos por día. El nivel de consumo máximo tolerable es de 2 mg/día.

Potasio

El potasio (K) mantiene el volumen de fluidos adentro y afuera de las células, y actúa para mitigar la elevación de la presión arterial cuando la ingesta de sodio es demasiada. El consumo adecuado de potasio es de 4.5 gramos por día para niños de 9 a 13 años de edad, y 4.7 gramos por día para personas mayores. El potasio se encuentra generalmente en frutas y verduras, guisantes secos, productos lácteos, carnes y nueces. Demasiada ingestión de potasio por medio de suplementos o sustitutos de la sal pueden producir hiperkalemia o la muerte repentina, si el exceso es consumido por personas con insuficiencia renal crónica (enfermedad renal) o la diabetes.

Selenio

El selenio (Se) se encuentra en la enzima glutatión peroxidasa, que metaboliza los hidroperóxidos formados de los ácidos grasos poliinsaturados. El selenio también se encuentra en las desyodasas, enzimas que participan en la transformación de las hormonas tiroideas. En general, el selenio actúa como antioxidante en conjunto con la vitamina E. La deficiencia de selenio causa la enfermedad de Keshan que es una forma de miocardiopatía congestiva. El Aporte Dietético Recomendado (ADR) de selenio es de 70 microgramos por día. El nivel superior tolerable de selenio es de 400 mcg diarios para adultos basado en la prevención de la fragilidad del cabello y de las uñas, y los primeros signos de toxicidad crónica de selenio. Los efectos tóxicos se han producido cuando las concentraciones de selenio en la sangre llegan a un nivel correspondiente al consumo de 850 mcg/día. El selenio se encuentra en las carnes, aves, pescados y nueces.

Sodio

El sodio (Na) se consume habitualmente en forma de sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl). La ingesta adecuada es de 1.5 gramos por día, con un límite máximo de 2.3 gramos por día. Estos límites son

generalmente suficientes para satisfacer las necesidades que resultan por pérdida de sudor de las personas mayores de 8 años que participan en un nivel normal de actividad física. Las personas activas en los climas húmedos que sudan mucho pueden necesitar más que la ingesta adecuada. El límite máximo se aplica a los individuos sanos, sin hipertensión, pero puede ser demasiado para las personas con hipertensión.

Zinc

El zinc o cinc (Zn) se encuentra principalmente en los huesos, dientes, pelo, piel, hígado, músculos, leucocitos, y los testículos. El zinc es un componente de cientos de enzimas, incluyendo NADH deshidrogenasa, ADN polimerasas y factores de transcripción del ADN. El Aporte Dietético Recomendado (ADR) de zinc es de 11 mg/día para los hombres y 8 mg/dia para las mujeres. Buenas fuentes dietéticas de zinc incluyen moluscos, como las ostras, y cereales integrales.

MINERALES

MINERAL	FUENTE	FUNCIONES
CALCIO	Productos lácteos.	Es uno de los minerales más abundantes del organismo. El 98% se encuentra en huesos y dientes. Interviene en la transmisión de impulsos nerviosos y en la contracción muscular. Su carencia produce fragilidad ósea.
HIERRO	Hígado, carnes rojas, lentejas.	Forma parte de los glóbulos rojos que transportan el oxígeno a través de todo el organismo. Se deposita en la médula ósea, hígado y bazo para que el organismo lo utilice cuando sea necesario. Su carencia produce anemia.
MAGNESIO	Soja, chocolate, espinaca.	La mitad del magnesio orgánico se encuentra en los huesos. Interviene en el metabolismo energético, en la contracción de los músculos y colabora con la entrada de glucosa a las células. Su carencia produce alteraciones neuromusculares.
FOSFORO	Carne, pescado, hígado, legumbres, almendras, nueces.	Combinado con el calcio, forma parte de uno de los elementos más importante de los huesos. La mayoría de las funciones metabólicas dependen del fósforo, ya que forma parte de las enzimas que intervienen en dichos procesos. Su carencia es poco frecuente (salvo en bebés prematuros) y produce óseos, musculares o neurológicos.
ZINC	Mariscos, carnes rojas, hígado, nueces, queso.	Participa en la síntesis y degradación de glúcidos, proteínas y ácidos nucleicos. Interviene en la síntesis de neurotransmisores y en el metabolismo de las vitaminas A, B6 y folatos. Es importante en la inmunidad del organismo. Su carencia produce susceptibilidad a infecciones y alteraciones mentales.

CARBOHIDRATOS
Son la mejor fuente de energía para el crecimiento, el mantenimiento y la actividad física y mental.

GRASAS
Proporcionan energía y forman bajo la piel una capa de tejido que conserva el calor del cuerpo.

FIBRA
Produce heces abundantes y blandas. Combate el estreñimiento y las enfermedades intestinales.

PROTEÍNAS
Son la materia prima de las células y tejidos, y producen hormonas y otras sustancias químicas activas.

VITAMINAS
Regulan los procesos químicos del cuerpo y ayudan a convertir las grasas en energía.

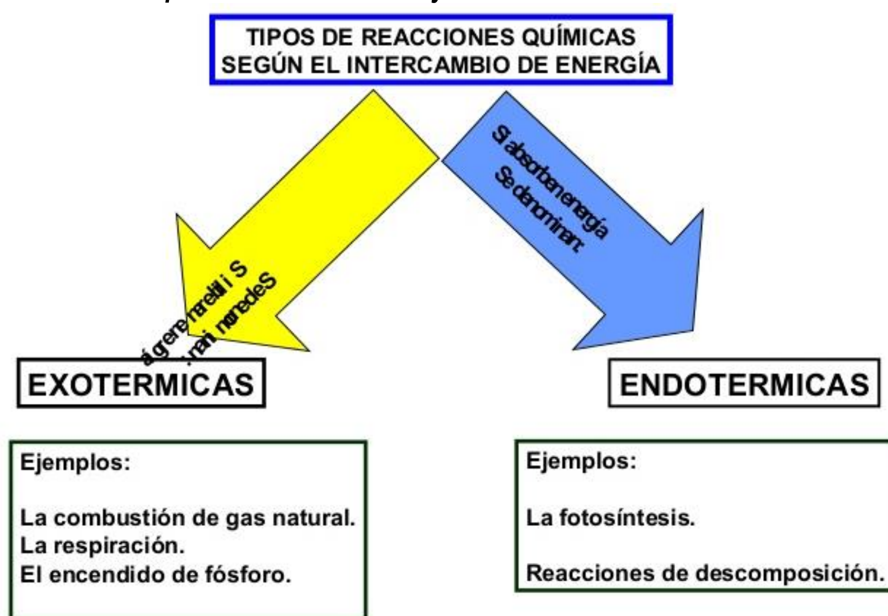
MINERALES
Ayudan a construir los huesos y controlan el equilibrio líquido y las secreciones glandulares.

5 LA ENERGIA Y LAS REACCIONES QUIMICAS

El estudio de las reacciones químicas desde un punto de vista energético mejora la descripción de los procesos químicos. La entalpía o contenido energético cambia al pasar de los reactivos a los productos y, junto con la entropía o grado de desorden, determina el que una reacción se produzca o no

espontáneamente. La variación de entalpía en una reacción química no depende del camino seguido por la reacción, sino sólo de los estados inicial y final.
Las reacciones químicas son procesos de transformación o cambio de unas sustancias en otras. En ciertas ocasiones, el interés de este tipo de procesos se centra en la obtención de nuevos productos útiles para la medicina o para la industria; en otras, se persigue la obtención de energía; tal es el caso, por ejemplo, de la combustión de la gasolina o del carbón. En general, las reacciones químicas llevan consigo cambios materiales y también cambios energéticos.
El estudio de los procesos químicos requiere, por tanto, algo más que cálculos sobre cuánta cantidad de productos se forma a partir de una cantidad dada de reactivos. La determinación de la cantidad de energía puesta en juego en una reacción o la explicación de su carácter espontáneo constituyen algunas de las cuestiones o aspectos energéticos de las reacciones químicas.

5.1 Reacciones químicas endotérmicas y exotérmicas



De acuerdo con la energía envuelta en las reacciones químicas estas pueden ser clasificadas de:

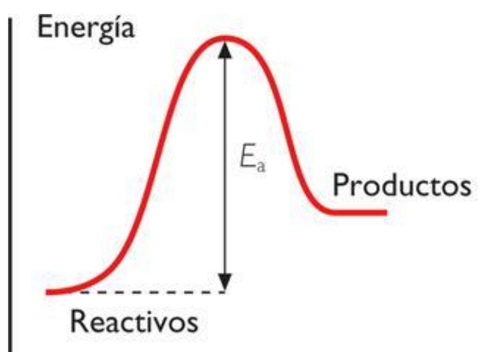
REACCIONES ENDOTÉRMICAS:
Que son las reacciones químicas que absorben calor, siendo por tanto, la energía final (entalpía) de los productos, mayor que la energía inicial de los reactivos. De esta forma la variación de energía es positiva.

Se denomina **reacción endotérmica** a cualquier reacción química que absorbe energía.
Si hablamos de entalpía (H), una **reacción endotérmica** es aquella que tiene un incremento de entalpía o ΔH positivo. Es decir, la energía que poseen los productos es mayor a la de los reactivos.
Las reacciones endotérmicas y especialmente las relacionadas con el amoníaco impulsaron una próspera industria de generación de hielo a principios del siglo XIX. Actualmente el frío industrial se genera con electricidad en máquinas frigoríficas.
Ejemplo de reacción endotérmica
Un ejemplo de reacción endotérmica es la producción del ozono (O_3). Esta reacción ocurre en las capas altas de la atmósfera, gracias a la radiación ultravioleta proporcionada por la energía del Sol. También se produce esta reacción en las tormentas, en las proximidades de las descargas eléctricas.

$3O_2 + \text{ENERGÍA} \rightarrow 2O_3$; $\Delta H > 0$

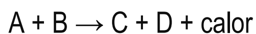
En el caso de una reacción *endotérmica* la cantidad de energía contenida en los reactivos es menor, con respecto a la necesaria para la formación de los productos, por esta razón es necesario suministrar constantemente energía del entorno para que la reacción progrese.

Reacción endotérmica



REACCIONES EXOTÉRMICAS
Son las reacciones químicas que liberan calor, siendo por tanto la energía final (entalpía) de los productos, menor que la energia inicial de los reactivos. De ello se concluye que la variación energética va a ser negativa.

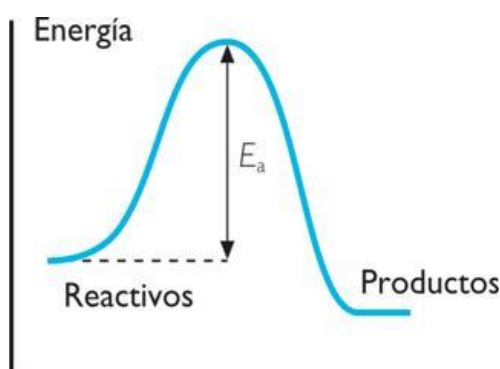
Se denomina reacción exotérmica a cualquier reacción química que desprenda energía, ya sea como luz o calor,[1] o lo que es lo mismo: con una variación negativa de la entalpía; es decir: -ΔH. El prefijo exo significa «hacia fuera». Por lo tanto se entiende que las reacciones exotérmicas liberan energía. Considerando que A, B, C y D representen sustancias genéricas, el esquema general de una reacción exotérmica se puede escribir de la siguiente manera:


A + B ⟶ C + D + calor
Ocurre principalmente en las reacciones de oxidación. Cuando éstas son intensas pueden generar fuego.
Si dos átomos de hidrógeno reaccionan entre sí e integran una molécula, el proceso es exotérmico.

$H + H = H_2$
$\Delta H = -104$ kcal/mol
Son cambios exotérmicos las transiciones de gas a líquido (condensación) y de líquido a sólido (solidificación).
Un ejemplo de reacción exotérmica es la combustión.

En una reacción *exotérmica* la energía contenida en los reactivos es mayor que la requerida en la formación de los productos, por esta razón la energía no utilizada se libera.

Reacción exotérmica



Cuando los cambios químicos ocurren a presión constante (presión atmosférica), la energía suministrada o liberada en forma de calor no sólo producirá un cambio en la energía interna del sistema, sino que

también se empleará para realizar trabajo, de esta forma, resulta más conveniente utilizar la entalpía H, la que toma en cuenta que el destino del calor, puede ser para realizar trabajo.

$$\Delta H^0_{reacción} = \Delta H_{productos} - \Delta H_{reactivos}$$

CONTENIDO CALORÍFICO O CALÓRICO

Toda sustancia posee una energía interna o contenido calorífico Y se le denomina
ENTALPIA
La entalpia se representa por la letra (H)

Un concepto importante es la ENTALPIA DE REACCION o calor de reacción (ΔH)

La entalpía de reacción (ΔH) no es más que la diferencia entre las entalpías de los productos y la entalpía de los reactivos, así:

(ΔH) = ΣH (productos) - Σ (reactivos)

Cuando (ΔH) > 0 la reacción es endotérmica. (no espontánea)

Cuando (ΔH) < 0 la reacción es exotérmica. (espontánea)

Entalpía de formación de algunas sustancias (como leerla)

Sustancias	Kcal./mol	Kj./mol
$H_2O_{(l)}$	-68,3	-285,9
$H_2O_{(g)}$	-57,8	-241,8
$CO_{(g)}$	-26,4	-110,5
$CO_{2(g)}$	-94,0	-393,5
$NO_{(g)}$	+21,6	+90,5
$NO_{2(g)}$	+8,0	+33,5
$NH_{3(g)}$	-11,0	-46,2
$HCOOH_{(l)}$	-97,8	-409,8
$C_2H_4O_{2(g)}$	-39,8	+166,7

Observe que la entalpía varía según el estado de agregación o de la materia

$H2O_{(l)}$

Este subíndice indica que el agua se encuentra en estado líquido.

Si fuese (g) indica estado gaseoso.

Si es (s) indica estado sólido.

Si es (ac) indica acuoso.

Estos valores indican la cantidad de energía que utilizaron o liberaron para su formación.

El término mol indica una cantidad relativa de la molécula

Ejemplo de cálculo de entalpía de una reacción (ΔH).

En la reacción de descomposición del $CaCO_3$ en CaO y CO_2
Calcule la entalpía de la reacción

Ahora averiguamos por tabla las entalpías de formación a 25ºC de cada uno de los compuestos de la reacción:

$H^{\circ}(CaCO_{3(s)})$ = -1207,1 Kj/mol
$H^{\circ}(CaO_{(s)})$ = -635,5 KJ/mol
$H^{\circ}(CO_{2(g)})$ = -393,7 Kj/mol.



Recuerde: estos datos siempre los encontrará en tablas químicas.

La ecuación química que describe la reacción es:

Tenemos que verificar siempre que la ecuación esté balanceada



El $\Delta H_{(reacción)} = \Sigma H_{(productos)} - \Sigma H_{(reactivos)}$

El símbolo Σ significa sumatoria. Quiere decir en este caso que se deben sumar los productos y en el otro caso sumar todos los reactivos

El cálculo se hace de la siguiente manera:

$\Delta H_{(reacción)} = (H^{\circ} CO_{2(g)} + H^{\circ} CaO_{(s)}) - H^{\circ}(CaCO_{3(s)})$

Productos **Reactivos**

De la ecuación química: **1 $CaCO3_{(s)}$ → 1 $CaO_{(s)}$ + 1 $CO2_{(g)}$ observe:**

Coeficientes.

Estos coeficientes indican el número de moles

Los coeficientes se deben multiplicar por la entalpía de cada compuesto cuando son diferentes a **uno**.

ΔH (reacción) = (-635,5+(-393,7) – (-1207,1)

Productos Reactivos

Recuerde: El procedimiento es algebraico. Hay que tener en cuenta los signos.

ΔH (reacción) = (-635,5-393,7) + 1207,1

ΔH (reacción) = -1029,2+1207,1

ΔH (reacción) = +177,9 Kj/mol

Al ser el valor de ΔH > 0 (es decir positivo) la reacción es endotérmica.
Quiere decir esto que la reacción no es espontánea.

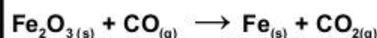
Una reacción **no espontánea** es aquella a la cual hay que **suministrarle energía** para que **ocurra**.

Al ser el valor de ΔH > 0 (es decir positivo) la reacción es endotérmica.
Quiere decir esto que la reacción <u>no es espontánea</u>.

La respuesta al problema sería: Por cada mol de $CaCO_3$ para su Descomposición hay que suministrar 177,9 Kj de energía.

Ejemplo 2. Utilice las entalpías de formación para calcular el ΔH de reacción.

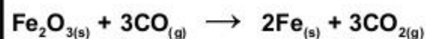
La ecuación química es:



$Fe_2O_{3\,(s)} + CO_{(g)} \longrightarrow Fe_{(s)} + CO_{2(g)}$

Debemos balancearla colocando los coeficientes adecuados.

Observe: que el número de elementos de los reactivos es igual al número de elementos de los productos.



$Fe_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \longrightarrow 2Fe_{(s)} + 3CO_{2(g)}$

Ahora buscamos las entalpías de formación en la Tabla de entalpías.

Debemos tener en cuenta los estados de la materia es decir los estados de agregación.

Tabla de entalpías a 25º C y 1 atm de presión.

compuesto	H (Kj/mol)	compuesto	H (Kj/mol)
$H_2O_{(g)}$	-241,8	$CO_{(g)}$	-110.5
$H_2O_{(l)}$	-285,9	$NO_{(g)}$	+90,37
$HF_{(g)}$	-269	$NO_{2\,(g)}$	+33,8
$HCl_{(g)}$	-92,30	$HNO_{3\,(l)}$	-173,2
$HBr_{(g)}$	-36,2	$NaCl_{(s)}$	-411,0
$HI_{(g)}$	+25,9	$MgO_{(s)}$	-601,83
$H_2s_{(g)}$	-20,2	$CaO_{(s)}$	-635,5
$HCN_{(g)}$	+130,5	$Ca(OH)_{2\,(s)}$	-986,59
$NH_{3\,(g)}$	-46,9	$CaCO_{3\,(s)}$	-1206,9
$CO_{2(g)}$	393,5	$ZnO_{(s)}$	-348,0
$PH_{3\,(g)}$	+9.25	$BaO_{(s)}$	-588,1
$CH_{4\,(g)}$	-74,85	$Al_2O_{3\,(s)}$	-1669,8
$SO_{2\,(g)}$	-296,9	$Fe_2O_{3\,(s)}$	-822,2

De la tabla hemos extraído los siguiente datos:

H° $CO_{(g)}$ = -110.5 Kj/mol.
H° $CO_{2(g)}$= -393,5 Kj/mol.
H° $Fe_2O_{3\ (s)}$ = -822,2 Kj/mol.

Entalpías de formación

Faltarían las entalpías del Fe pero como es un elemento su entalpía de formación es cero (0).

Fe, O_2, Al, Cl_2. S, etc.

Los elementos no tienen entalpía de formación por lo tanto su valor es cero (0).

Ahora procedemos al cálculo:

El ΔH (reacción) = ΣH (productos) – ΣH (reactivos)

La reacción es:


Ahora procedemos al cálculo:

El ΔH (reacción) = ΣH (productos) – ΣH (reactivos)

La reacción es:


ΔH (reacción) = (H° $CO_{2(g)}$ *3moles) - (H° $Fe_2O_{3(s)}$ *1 mol + H° $CO_{(g)}$ * 3 moles)

Observe que los coeficientes son diferentes a uno por lo tanto hay que **multiplicar las entalpías por** los valores de **sus coeficientes**.

Debemos resolver algebraicamente

Reemplazamos valores:

ΔH (reacción) = (-393,5 Kj/mol.*3 mol) – (-822,2 Kj/mol* 1mol + (-110.5 Kj/mol*3 moles))

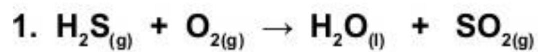
ΔH (reacción) = (-1180.5 Kj.) - (-822,2 Kj. – 331,5 Kj.)

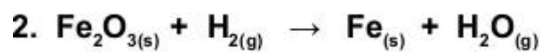
ΔH (reacción) = -1180,5 Kj - (- 1153,7 Kj)

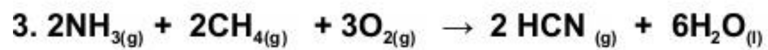
ΔH (reacción) = -1180,5 Kj + 1153,7 Kj   ΔH (reacción) = **- 26,8 Kj**

EJERCICIOS 4.

Calcule las entalpías de reacción (ΔH) para las siguientes reacciones:


1. $H_2S_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} + SO_{2(g)}$


2. $Fe_2O_{3(s)} + H_{2(g)} \rightarrow Fe_{(s)} + H_2O_{(g)}$


3. $2NH_{3(g)} + 2CH_{4(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2\,HCN_{(g)} + 6H_2O_{(l)}$

Prediga si las reacciones son espontáneas o no.

Nota: use las tabla de entalpías que se presenta en la diapositiva 15.